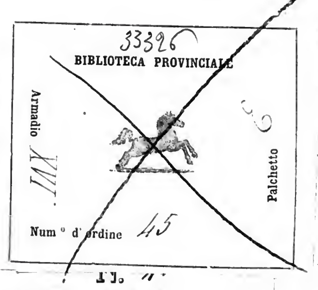



FONDO PIZZOFALCONE


33326
BIBLIOTECA PROVINCIALE
Armadio
XVI
Palchetto
6
Num° d'ordine 45


NAZIONALE
B. Prov.
II
1998
R. BIBLIOTECA
VITT. EM. III
NAPOLI





DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

TOM . PREMIER.

A — ARG.

AVIS.

Cet Ouvrage peut être considéré comme étant, tout-à-la-fois, un Dictionnaire et un Traité complet de Chimie. Son utilité ne se borne donc pas à présenter des définitions ou des objets de recherches sous tel ou tel article au besoin; mais il offre encore l'avantage de pouvoir former, des articles qui le composent (et qui, dans leur ensemble, embrassent la généralité des faits et tous les principes de la Chimie), un Cours suivi de lecture conforme à la marche théorique de cette science. — Tel est le principal objet de l'Introduction placée à la tête de ce Dictionnaire, laquelle contient des instructions sur la manière de convertir son arrangement alphabétique en un ordre systématique d'étude.

DICTIONNAIRE DE CHIMIE,

SUR LE PLAN DE CELUI DE NICHOLSON;

PRÉSENTANT

LES PRINCIPES DE CETTE SCIENCE DANS SON ÉTAT ACTUEL, ET SES APPLICATIONS AUX PHÉNOMÈNES DE LA NATURE, A LA MÉDECINE, A LA MINÉRALOGIE, A L'AGRICULTURE ET AUX MANUFACTURES:

PAR ANDREW URE,

M. D., PROFESSEUR DE L'INSTITUTION ANDERSONIENNE, MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ GÉOLOGIQUE, ETC.;

TRADUIT DE L'ANGLAIS SUR L'ÉDITION DE 1821,

PAR J.^r RIFFAULT,

EX-RÉGISSEUR DES POUDRES ET SALPÊTRES, MEMBRE DE LA LÉGION D'HONNEUR.

TOME PREMIER.



PARIS,

LEBLANC, IMPRIMEUR-LIBRAIRE,

RUE FURSTEMBERG, N.° 8, ABBAYE SAINT-GERMAIN.

1822.

INTRODUCTION.

Les formes sous lesquelles la matière se présente à nous sont innombrables, et sujettes à varier continuellement. Dans une telle diversité d'objets, qui ne peut qu'embarrasser et mettre en perplexité l'intelligence ordinaire, l'œil de la science discerne un petit nombre de corps primaires, dont l'état reste constamment le même, et qui, par leur manière d'agir et de se combiner entre eux, produisent et maintiennent ce circuit merveilleux d'existences. On distingue ces corps, qui ont résisté à toutes les tentatives qu'on a pu faire pour les ramener à une forme plus simple de matière, par la dénomination de *corps non-décomposés;* et, dans l'état actuel de nos connaissances, on doit les considérer comme élémens, d'après l'expérience (*experimental elements*). Il est possible que les élémens de la nature soient très-dissemblables. Il est probable qu'ils sont entièrement inconnus, et tellement cachés, que leur découverte échappera à jamais aux recherches et à la sagacité de l'homme.

Les substances primaires, susceptibles d'être mesurées et pesées, sont au nombre de cinquante-trois. A ces substances, quelques chimistes ajoutent les élémens impondérables : lumière, chaleur,

électricité et magnétisme; mais leur identité séparée n'est pas clairement établie.

Parmi les cinquante-trois principes pondérables, il en est certainement trois, peut-être même quatre, qui, à raison de la particularité marquée qu'ils offrent dans leurs pouvoirs et leurs propriétés, exigent une place distincte. Ces principes se nomment *chlore*, *oxigène*, *iode* (et fluor?) Ils déploient une activité prédominante de combinaison, une affinité énergique pour la plupart des quarante-neuf autres corps, qu'ils corrodent, pénètrent et dissolvent; ou bien, par leur union avec ces corps, ils affaiblissent leur force de cohésion, de manière à les rendre friables, cassans ou solubles dans l'eau, quelque denses, réfractaires et insolubles qu'ils fussent avant cette union. C'est ce que produit, par exemple, l'action du chlore, de l'oxigène et de l'iode, sur le platine, l'or, l'argent et le fer. Mais ce qui caractérise surtout ces élémens énergiques, c'est, qu'en soumettant à l'électrisation voltaïque, un composé formé de l'un d'eux et de l'une des quarante-neuf autres substances primaires, moins actives, le premier se porte constamment au pôle positif, ou vitreusement électrisé, tandis que la substance manifeste sa présence au pôle négatif, ou électrisé résineusement.

La force particulière des attractions de ces élémens pour les autres formes simples de matière,

se manifeste aussi par la production de chaleur et de lumière, ou le phénomène de combustion, à l'instant de leur combinaison réciproque. Mais ce phénomène n'est pas caractéristique : car il n'est ni particulier ni nécessaire à leur action ; et, par conséquent, il ne peut pas être établi, d'après ce phénomène, un classement fondé en raisonnement. Il y a combustion vive dans des cas où aucun de ces dissolvans primaires n'agit. C'est ainsi que certains métaux se combinent avec d'autres, avec une violence telle, qu'elle donne lieu à émission de lumière accompagnée de chaleur; et il résulte de l'union d'un grand nombre de métaux avec le soufre, même dans le *vide*, une combustion intense. Le potassium brûle distinctement dans le cyanogène (azote carburé), et avec éclat dans l'hydrogène sulfuré. Pour d'autres exemples de cas semblables, *voyez* COMBUSTIBLE et COMBUSTION.

D'un autre côté, le phénomène de flamme n'accompagne nécessairement aucune des actions de l'oxigène, du chlore et de l'iode. Sa production peut être réglée à volonté par le chimiste; et il suffit, pour qu'elle ait lieu, qu'une combinaison mutuelle s'opère rapidement. C'est ainsi que le chlore ou l'oxigène s'unira avec l'hydrogène, sans bruit et sans lumière, ou avec explosion violente, suivant que l'opération, d'où doit résulter cette union, aura été conduite.

Ainsi donc, puisque la propriété d'exciter ou

d'entretenir la combustion n'est pas particulière à ces élémens vitreusement électriques; puisqu'elle n'est pas indispensable à leur action sur d'autres substances, mais seulement accidentelle et occasionnelle, on conçoit combien est peu exacte la classification qui établit ces trois ou quatre corps à part, sous la dénomination de *soutiens de combustion;* comme si la combustion ne pouvait pas être entretenue sans eux; et que, d'être soutien de combustion, fût leur attribut d'effet immanquable, l'accompagnement essentiel de leur action. Au contraire, tout changement, pouvant résulter de leur union avec toute autre matière élémentaire, peut s'effectuer *sans* le phénomène de combustion. (*Voyez* Section V, Article COMBUSTION).

Les quarante-neuf autres corps élémentaires ont été, à l'exception de l'azote (comme le seul d'entre eux incombustible), groupés sous le nom générique de *combustibles.* Mais, en réalité, la combustion est indépendante de l'action de tous ces corps; et, par conséquent, *la combustion peut être produite sans aucun combustible.* Cette absurdité peut-elle former une base de classification chimique? La décomposition de l'euchlorine, aussi bien que celle des chlorure et iodure d'azote, ont lieu avec développement des plus énergiques de chaleur et de lumière, et cependant, il n'y a pas présence de combustible. Les mêmes exemples sont des argumens d'une grande force contre la

partie théorique de la chaleur latente du célèbre Black. Les faits qu'elle établit sont néanmoins de la plus grande importance, et ne peuvent être susceptibles d'objection, quoique le lien hypothétique, dont on s'est servi pour les réunir, soit enfin rompu.

Au terme *combustible* s'attache naturellement l'idée qu'un corps a été nommé ainsi, comme fournissant chaleur et lumière ; et il a été souvent remarqué qu'il n'y a aucune évidence de cette qualité dans le corps. D'un autre côté, nous savons que l'oxigène, corps incombustible, pourrait fournir, de ses approvisionnemens latens, dans le langage de Black, et la lumière et la chaleur qui se développent dans la combustion : car il suffit, pour en occasionner le dégagement, de la condensation mécanique du gaz oxigène dans un petit corps de pompe. Une condensation semblable de l'hydrogène, corps combustible, ne donne pas lieu, je crois, à production de lumière. Tous ces faits établissent clairement que la distinction dont il s'agit n'est pas philosophique, et qu'elle doit être abandonnée. A la vérité, la tendance de tout corps isolé ou simple à se combiner est telle, ou il est sollicité par d'autres formes de matière avec une énergie attractive si grande, soit que les forces agissantes soient électro-attractives ou électriques, que le mouvement des molécules qui constituent le changement, s'il est suffisamment rapide, peut toujours produire le phénomène de combustion.

Des quarante-neuf élémens résino-polaires, quarante-trois sont métalliques, et six non-métalliques. Ces derniers peuvent être rangés par deux dans les trois classes suivantes, savoir :

1.re Les corps gazeux, HYDROGÈNE et AZOTE.

2.e Les solides fixes et infusibles, CARBONE et BORE.

3.e Les solides fusibles et volatils, SOUFRE et PHOSPHORE.

Les quarante-trois corps métalliques peuvent se distinguer, d'après la manière dont ils se comportent habituellement avec l'oxigène, en deux grandes divisions, de métaux *basifiables* et métaux *acidifiables*.

La première de ces divisions se compose de trente-six métaux, et la seconde de sept.

Des trente-six métaux, dont l'union avec l'oxigène forme des bases salifiables, trois sont susceptibles d'être convertis en alcalis, dix en terres (*), et vingt-trois en oxides métalliques ordinaires. Il est cependant quelques-uns de ces oxides métalliques, qu'une dose d'oxigène au maximum semble faire entrer dans la classe des métaux acidifiables, ou au-moins cesser de former des bases salifiables.

(*) Je considère ici la silice comme faisant, à l'égard de l'acide fluorique, les fonctions de base dans la formation de l'acide fluosilicique. Mais le fait n'est pas éclairci. (*Voyez* ACIDE FLUORIQUE.)

Je vais tracer actuellement une carte générale de chimie, en énumérant, sous la forme se rapprochant de celle de table, les différens objets principaux de cette science, et en faisant connaître leurs rapports les plus importans, de manière à mettre les lecteurs de ce dictionnaire en état de suivre, dans un ordre systématique, l'étude de ce qu'il contient.

CHIMIE.

C'est la science qui traite des différences spécifiques dans la nature des corps, et des changemens permanens de constitution auxquels leurs actions réciproques donnent lieu.

Cette diversité dans la nature des corps, résulte de l'AGGRÉGATION ou COMPOSITION de leurs molécules intégrantes. L'état d'*aggrégation* semble dépendre du rapport entre l'attraction d'adhésion de ces molécules intégrantes, et la force antagoniste de la chaleur; d'où s'ensuit les trois formes générales de *solide*, *liquide* et *gazeuse*, sous l'une ou l'autre de laquelle chaque espèce d'être matériel peut être classé.

On trouvera une instruction sur ces formes générales de la matière, 1.° dans la partie première de l'article ATTRACTION; 2.° dans l'article CRISTALLISATION; 3.° dans la partie de l'article du CALORIQUE, ayant pour titre « du changement d'*état* produit par le calorique, indépendant du changement de composition ». En passant alors à la partie qui sert

d'introduction à l'article GAZ et BALANCE, et LABORATOIRE, on sera suffisamment préparé pour l'étude du reste de l'article CALORIQUE, aussi bien que pour les sujets corrélatifs TEMPÉRATURE, THERMOMÈTRE, ÉVAPORATION, CONGÉLATION, CRYOMÈTRE, ROSÉE et CLIMAT. Cet ordre à suivre sera jugé convenable. Dans l'article CALORIQUE, il y a des discussions qui peuvent présenter quelque difficulté à celui qui commence l'étude de la chimie. On peut passer outre après les avoir lues d'abord, pour les reprendre dans la suite en considération. Après le CALORIQUE, l'étudiant peut prendre connaissance de l'article LUMIÈRE, et des trois premières sections de L'ÉLECTRICITÉ.

Pour profiter avec le plus d'avantage de la lecture de l'article COMBUSTION, il conviendra d'avoir étudié auparavant quelques-unes des diversités de COMPOSITION, savoir: avec les trois dissolvans vitro-polaires, l'oxigène, le chlore et l'iode, et avec les six élémens résino-polaires, l'hydrogène, l'azote, le carbone, le bore, le soufre et le phosphore. Supposons, que l'étudiant commençant par l'*oxigène*, et poursuivant, par vue de connexion, l'*hydrogène* et l'*eau*, il désirât savoir comment on reconnait la pesanteur spécifique de la matière gazeuse, il peut consulter la quatrième section de l'article GAZ.

Le sujet sur lequel il porterait ensuite son attention, est le CHLORE. Cet article lui présentera de

grands détails dans cet ouvrage : il est susceptible d'une seconde lecture. Il y trouvera l'exposé des plus brillans efforts qu'ait jamais produits la sagacité humaine, pour pénétrer dans les mystères de la nature. De cet article il passera à ceux qui s'y rapportent, les OXIDES CHLOREUX et CHLORIQUE, ou protoxide et deutoxide de chlore. Il conviendra ensuite qu'il étudie, dans son entier, l'article étendu de l'iode.

Il passera alors en revue le carbone, le bore, le soufre, le phosphore et l'azote. A la suite du premier de ces articles, l'étudiant s'attachera à ceux qui y ont un rapport intime, l'*oxide de carbone* et l'*hydrogène carboné* et *sous-carboné*. Ce que l'on connaît de l'élément *bore* sera promptement appris, et il faudra passer alors à l'examen du *soufre*, de l'*hydrogène sulfuré* et du *carbure de soufre*. Le *phosphore* et l'*hydrogène phosphoré*, puis le *nitrogène* ou *azote* avec ses *oxides* et *chlorures*, termineront la première division de l'étude chimique, ayant pour objet les élémens qui offrent généralement le plus d'intérêt, et sont les plus actifs. L'étudiant pourra lire alors avec avantage les articles généraux, *combustible*, *combustion* et *lampe de sûreté*, ainsi que le surplus de l'article *attraction*, qui traite de l'affinité.

Ce qui concerne les *sels alcalins* et *terreux*, accompagnant, dans cet ouvrage, l'histoire de leurs *acides* respectifs, il conviendra, avant de com-

mencer l'étude de ces derniers corps, de prendre connaissance des bases alcalines et terreuses.

L'ordre de lecture peut donc être établi ainsi qu'il suit : d'abord, l'article général *alcali*, et alors la *potasse* et *potassium*, la *soude* et *sodium*, la *lithine* et l'*ammoniaque* ; immédiatement après, l'article général *terre*, ensuite ceux *calcium* et *chaux*, *barium* et *baryte*, *strontiane*, *magnésie*, *alumine*, *silice*, *glucine*, *zircone*, *yttria* et *thorine*.

L'étudiant continuera alors sa lecture par les articles généraux *acide* et *sel*, et alors par les acides *non-métalliques*, formés par l'oxigène, dans l'ordre suivant : *sulfurique*, *sulfureux*, *hypo-sulfureux* et *hypo-sulfurique*, *phosphorique*, *phosphoreux* et *hypo-phosphoreux*, *carbonique* et *chloro-carboneux*, *boracique*, et enfin *nitrique* et *nitreux*. Il peut être convenable d'étudier les autres acides avec le groupe hydrogène, et dans l'ordre qui suit : les acides *muriatique* (hydrochlorique de M. Gay-Lussac), *chlorique* et *per-chlorique*, *hydriodique*, *iodique* et *chloriodique* ; les *fluorique*, *fluoborique* et *fluosilicique* ; les acides *prussique* (hydrocyanique de M. Gay-Lussac), *ferro-prussique*, *chloro-prussique* et *sulfo-prussique*. On traite dans ce Dictionnaire des *hydrosulfure* et *hydrotellure*, sous les dénominations de *hydrogène sulfuré* et *hydrogène telluré*. Ces corps composés jouissent de propriétés acides, aussi bien peut-être que l'hydrogène arseniuré. Il conviendrait de lire l'article *prussine*

(*cyanogène*) , avant ou immédiatement après celui *acide prussique*.

Quant aux acides végétaux et animaux, ils peuvent être étudiés, soit dans leur ordre alphabétique, soit dans tout autre qu'on croira devoir adopter. Trente-huit de ces acides sont énumérés dans l'article ACIDE ; et, de ce nombre, il en est deux ou trois que l'on soupçonne identiques.

Les acides métalliques font naturellement partie de la chimie métallique ; et, à ce sujet, je n'ai rien à ajouter aux remarques contenues dans l'article général MÉTAL. On peut, avec chaque métal placé suivant son rang dans l'ordre alphabétique, étudier son état natif ou ses *mines*. (*Voyez* MINES.)

La chimie de la matière organique, peut s'étudier méthodiquement en lisant, d'abord avant tout, l'article *règne végétal*, qui présente l'énumération des produits divers de la végétation ; et en passant ensuite à l'article *règne animal*, où l'on traite des produits animaux qui en dépendent, et de l'*adipocire*. On peut alors consulter l'article *analyse* ; puis les EAUX *minérales*, les *équivalens* (*chimiques*), et l'analyse des MINES.

L'étude de la partie minéralogique pourrait être commencée par les articles généraux, *minéralogie* et *cristallographie*, pour prendre ensuite connaissance des différentes espèces et variétés qui peuvent être examinées sous leurs titres respectifs. L'énumération des *genres* par M. Mohs, que donne

le premier article, guidera, avec beaucoup d'avantage, l'étudiant dans leur considération méthodique. Les sujets qui appartiennent à la minéralogie, sont : *chalumeau*, *géologie*, et ceux qui en dépendent, *roches*, *mines* et *météorolites*.

Celui qui se livre à l'étude de la médecine, peut lire avec fruit les articles *acide (arsenieux)*, *antimoine*, *bile*, *sang*, *calcul (urinaire)*; ceux qui suivent, *cuivre*, *digestion*, *concrétions biliaires*, *galvanisme*, *concrétions intestinales*, *plomb*, *mercure*, *poisons*, *respiration*, *urine*, etc.

L'agriculteur trouvera des détails qui méritent de fixer son attention, dans les articles *absorbans*, *analyse* de sols, *carbonate*, *chaux*, *engrais* et *terroirs*.

Parmi les objets de discussion qui intéressent les manufacturiers, sont l'*acide acétique*, et autres *acides*, l'*acier*, l'*alcool*, l'*alun*, l'*ammoniaque*, la *bière*, le *blanchiment*, le *calorique*, la *distillation*, l'*éther*, la *fermentation*, l'*encre*, le *fer*, la *graisse*, la *houille* et le *gaz de houille*, les *mines*, la *potasse*, la *poterie*, le *sel*, le *savon*, la *soude*, le *sucre*, le *tannin*, etc. Tout lecteur quelconque trouvera, je l'espère, et instruction et amusement, dans les articles *aérostation*, *air*, *climat*, *combustion*, *congélation*, *électricité*, *équivalens*, *galvanisme*, *géologie*, *lumière*, *météorolite*, *pluie*, *rosée*, ainsi que plusieurs autres articles précédemment indiqués.

Ce peut être ici le lieu de dire quelque chose

relativement à l'exécution de cet ouvrage. Une personne de Londres, qui s'était procuré la copie exacte du Dictionnaire de Nicholson, vint me trouver à Glascow, pour m'inviter à me charger de la révision d'une nouvelle édition de ce Dictionnaire, qu'elle se proposait de faire imprimer incessamment. Je lui fis observer que, quelqu'eût été le mérite du Dictionnaire de Nicholson, à l'époque où il parut, en 1808, la chimie avait éprouvé depuis des changemens tels, qu'ils exigeraient qu'un dictionnaire, dans l'état actuel de la science, fût en grande partie formé de nouveau. A cette observation, la personne répliqua que le Dictionnaire de Nicholson ayant joui d'une grande faveur, elle était persuadée qu'une nouvelle édition serait bien accueillie; elle ajouta, qu'elle n'attendait pas de moi que je composasse des articles originaux ou des dissertations, mais seulement que j'ajoutasse, d'après ce qui aurait été récemment publié, telles notices de découvertes nouvelles et de perfectionnemens que je jugerais convenable, en supprimant ce qui me paraîtrait ne plus être adopté ou inutile; et en ayant soin de me diriger dans ce travail, de manière que le prix de l'ouvrage restât assez modéré pour pouvoir être mis entre les mains des manufacturiers, des étudians en médecine et du commun des lecteurs. D'après cette explication, et ce qui paraissait être demandé de raisonnable relativement au travail dont il

s'agissait, je pris l'engagement de revoir l'édition nouvelle assez à temps pour les classes d'hiver.

Après avoir rassemblé des suites complètes de tous les journaux scientifiques de la Grande-Bretagne et de plusieurs de ceux des pays étrangers, ainsi que les divers dictionnaires de chimie, depuis ceux de Newman et Macquer jusqu'à ce jour, je commençai la révision convenue. Cependant, je n'étais que très-peu avancé dans ce travail, lorsque je me trouvai placé dans une alternative embarrassante. Un grand nombre d'articles, qu'à la réimpression j'avais reconnu n'avoir éprouvé que peu de changemens depuis 1808, se trouvaient être tout-à-fait surannés à cette époque. Ces articles avaient évidemment été copiés, dans le Dictionnaire *in*-4.° de Nicholson, et presque sans aucun changement, de Macquer, de Newman, et dataient, je crois, des temps de Stahl, de Becher et d'Agricola. L'article *Acide acétique* contenait 36 pages *(of Crell's Annals)*, copiées *mot à mot*, sur la concentration du vinaigre par le charbon, etc. On avait donné, à la séparation de l'argent, dans les articles *Argent*, *Départ* et *Essai*, plus d'étendue qu'il n'en avait été consacré à tous les gaz et terres. L'article *Calorique* était peu fourni, faiblement composé, tandis que la *Dé-Sulfuration* ou grillage des pyrites, le bois de Brésil et la fleur de safran occupaient beaucoup plus d'espace. L'article *Putréfaction* consistait dans des extraits de la physique

souterraine de Becher, et dans d'autres détails appartenant au premier âge de la chimie.

Le contenu du Dictionnaire de Nicholson, *in*-8.°, fut puisé dans quatre sources : 1.° dans son Dictionnaire *in*-4.° de 1795. Le long article *Mines*, par exemple, fut pris spécialement de Cramer, tandis qu'il fut à-peine fait mention des travaux de Klaproth et de M. Vauquelin. On y donna aussi de grands extraits choisis dans des dispensaires dont on ne faisait plus usage, relativement à des substances n'ayant aucune importance chimique, et dépourvues de toute propriété médicinale.

2.° Dans les systèmes contemporains de Brogniart, Henry Murrey, Thomson, etc., dont il fut copié environ un autre quart dans des articles continus ; et c'est ce qui formait la meilleure partie du tout.

3.° Dans de longs extraits, pris dans son propre Journal, qui n'étaient nullement en rapport avec le surplus de l'ouvrage, et à l'exclusion de nombre de sujets intéressans ; à-la-vérité, un journaliste qui compile un système, est fortement tenté d'en agir ainsi.

4.° La quatrième portion fut l'ouvrage de l'auteur lui-même, qui paraît avoir composé environ un vingtième du Dictionnaire, se rapportant principalement à la partie physique, science vers laquelle il avait spécialement dirigé ses expériences. Ces articles étaient d'un très-grand mé-

rite, et ils ont été jusqu'à un certain point conservés. (Voyez *Attraction*, *Balance*, *Hydromètre* et *Laboratoire.*) Il a été fait des additions à l'article *Attraction*. M. Nicholson était réellement un homme de génie : ses Mémoires originaux sur l'Électricité et la Mécanique lui font beaucoup d'honneur ; et les extraits de mémoires de chimie expérimentale qu'il insérait dans son Journal, étaient faits avec habileté. S'il se fût appliqué de la même manière au travail de son Dictionnaire *in*-8.°, ma tâche actuelle eût été de beaucoup allégée.

Dans cet état de choses, cependant, et quelque pénible qu'il fût pour moi, je me décidai, par respect pour l'opinion publique et le désir de remplir mon engagement, à entreprendre la restauration de l'ouvrage. Si, malgré tout ce qu'il m'a été possible de faire dans cette vue, mon travail ne présente pas tout l'ordre et l'harmonie d'un plan original, exécuté à loisir, j'ai néanmoins la confiance qu'il pourra paraître mériter l'attention de ceux qui s'occupent de chimie. J'ai non-seulement recherché avec beaucoup de soin, jusqu'à quel point chaque fait annoncé et établi dans le Dictionnaire de Nicholson pouvait être fondé, mais encore je me suis permis de signaler des assertions et des conséquences inexactes dans notre système moderne de chimie fait avec le plus de soin, tout en considérant quelle grande

influence, le nom et la méthode du docteur Thomson doivent avoir sur l'énoncé de ses opinions, quelque erronées qu'elles puissent être. Son érudition et sa sagacité lui font, à juste titre, le plus grand honneur, et son expérience en chimie commanderait la déférence pour ses décisions, si elles étaient prises avec moins de précipitation, et exposées d'une manière moins absolue. J'ai éprouvé dans mon travail beaucoup d'embarras, qui résultaient pour moi de ses jugemens contradictoires prononcés dans le Journal *Annals of Philosophy*. (Voyez *Acides phosphorique, prussique, etc.*) Si, me sentant excité en reconnaissant ces contradictions, quelque expression vive a pu m'échapper dans la chaleur de la composition, j'espère qu'on ne l'imputera pas à une animosité personnelle; j'ai toujours vécu dans les termes de l'amitié avec ce chimiste distingué, et j'ai la confiance qu'il en sera désormais ainsi. Toutefois, en commentant ses opinions, de quelque manière que je l'aye fait, je n'ai eu d'autre intention que d'établir la vérité; et je n'ai entrepris de réfuter l'erreur, que dans les seuls cas où elle me semblait incompatible avec ce but. Si je n'ai point porté ma critique sur nos autres ouvrages systématiques estimés, c'est par la raison que le Système du docteur Thomson est celui de tous ses ouvrages qui comprend le plus de choses puisées dans des Mémoires originaux et de la plus grande autorité.

J'ai médité depuis long-temps le projet de publier un traité méthodique sur la chimie, dans lequel l'étude et la pratique de cette science seraient considérablement simplifiées, et ses applications aux phénomènes de la nature, à la médecine et aux arts, fidèlement détaillées. Dans mon Mémoire sur l'Acide sulfurique, inséré dans le *Journal of Science and the Arts*, octobre 1817, je disais : « J'eus l'occasion d'examiner avec la » plus grande attention le sujet, en m'occupant » de préparer la publication d'un système général » d'instructions chimiques propres à faciliter aux » pharmaciens, aux manufacturiers chimistes et » aux commerçans les moyens de procéder avec » exactitude et célérité aux analyses que leurs arts » et professions peuvent rendre respectivement » nécessaires. J'espère que cet ouvrage paraîtra » bientôt. En attendant, les détails qui suivent » fourniront un échantillon des recherches expé- » rimentales entreprises dans cette vue ». Le temps qui s'est écoulé depuis l'époque où ce mémoire a paru m'aurait suffi pour me mettre en état de remplir ma promesse, si mon travail n'avait été interrompu par nombre de circonstances imprévues. Cet ouvrage, qui formera quatre volumes *in*-8.°, contiendra les résultats de nombreuses recherches sur les divers objets de la chimie pratique, joints à une vue systématique de ses principes, avec le secours de plusieurs instrumens

simples, de tables et règles de calculs. L'analyse chimique, cette partie la plus importante et la plus difficile de la science, peut être mise, je le conçois, dans un grand nombre de cas, à la portée du commerçant manufacturier; tandis que les mêmes moyens assurent une exactitude et une célérité d'opération telles, que l'analyse de mélanges salins, de composés minéraux et d'eaux minérales peut être rendue d'une exécution à n'exiger qu'une heure ou deux, les proportions des constituans étant déterminées à une partie dans mille.

En poursuivant ce plan de simplification de l'analyse, j'inventai, il y a environ cinq ans, un alcalimètre et un acidimètre. Étant alors attaché pour deux ans à l'Institution académique de Belfast, je fus parfois appelé à examiner les barilles et potasses dont on fait un emploi si étendu dans la fabrication de la toile, le commerce établi d'Irlande. Il était affligeant d'observer que ces matériaux de blanchiment, différant excessivement dans leurs qualités, on n'y était en possession d'aucun moyen de reconnaître la valeur de ceux qu'on y importait pour en faire usage; et il en résultait fréquemment que de ces matières sophistiquées se payaient à un prix exhorbitant. Le moyen que je proposais pour la matière alcaline et acide fut mis sous les yeux du conseil de commerce de toile à Dublin, et par lui renvoyé à un tribunal chimique compétent. Les

témoignages les plus décisifs de l'exactitude et de l'importance de cette méthode furent donnés par ce tribunal, et, finalement, elle fut soumise, sur le désir qu'en exprima le conseil, à une réunion publique de blanchisseurs convoquée à Belfast. Cette assemblée ayant reconnu ses avantages et la facilité de son exécution, elle envoya une requête à Dublin, dont l'objet était de demander que des mesures fussent prises à l'effet d'introduire l'usage général de cette méthode. M. Descroizilles avait donné, plusieurs années auparavant, dans les Annales de Chimie, la description d'un alcalimètre de son invention; mais l'usage de cet instrument ne pouvait, en aucune manière, convenir à la fabrication de la toile, et être adopté pour ce qui est relatif à ce genre de manufacture. Mon instrument était bien, ainsi que celui de M. Descroizilles, établi sur l'ancien principe de la neutralisation d'un alcali par un acide, mais il en différait sous tout autre rapport.

Pour l'essai des alcalis et des acides du commerce, je ne me sers que de deux liqueurs d'épreuve et d'une échelle. Et ces moyens d'opérer sont tels, que toute personne, n'étant pas familiarisée avec la science, peut préparer les liqueurs et vérifier l'échelle. L'instrument est, tout-à-la-fois, un alcalimètre, un acidimètre, un lactomètre complet, un nitromètre pour estimer la valeur du nitre, un indigomètre pour apprécier la qualité de l'indigo

pour la teinture, et un blanchimètre pour mesurer le pouvoir blanchissant de l'oximuriate (chlorure) de chaux et de potasse. Avec cet instrument, un manufacturier commerçant, ou un ouvrier sans instruction, peut résoudre, dans peu de minutes, tous les problèmes utiles et plusieurs autres, tels que la composition d'alliages d'argent, de cuivre, d'étain, de plomb, etc., la pureté du blanc de plomb et autres articles de peinture. Cet instrument est en outre un hydromètre convenable pour établir dans leur rang des liquides légers et pesans, depuis l'éther jusqu'à l'huile de vitriol, et il est particulièrement propre à la détermination de la pesanteur spécifique des sols.

On peut observer, il est vrai, que la solution des problèmes ci-dessus peut être facilement obtenue par tout chimiste instruit; mais, certainement, celui qui apporte la science des Klaproth, Gay-Lussac, sir H. Davy et Vollaston dans l'atelier du manufacturier, n'est pas un membre inutile de la communauté. Les résultats de mes recherches, sur les moyens de simplifier l'analyse, m'ont fait voir la possibilité de rendre, en général, l'analyse une opération beaucoup plus facile, plus prompte et plus certaine qu'elle n'a semblé l'être jusqu'à présent pour les manipulateurs ordinaires. Mon attention s'est particulièrement portée sur ces applications pratiques de la science dans la direction qui m'est confiée de cette partie de l'institution d'Anderson,

fondée à Glascow, dans l'objet de répandre, parmi les manufacturiers et mécaniciens, la connaissance des principes scientifiques, concernant leurs arts respectifs.

Après avoir ainsi exposé en détail les circonstances qui m'ont fait entreprendre de rétablir le Dictionnaire de Nicholson, et les embarras que j'ai éprouvés en me livrant à ce travail, j'espère que le public bienveillant aura de l'indulgence pour les fautes d'expression ou d'arrangement que j'aurais pu commettre. Presque tous les articles que j'y ai ajoutés ont été imprimés sur mon manuscrit, préparé exprès pour cet ouvrage dans l'espace de temps des cinq derniers mois. D'après son caractère typographique, et la manière dont les proportions des principes constituans y sont établies, chaque page de ce volume équivaut pleinement à deux pages de mon Système de Chimie in-8.°, et exigeait au-delà de quatre pages du manuscrit d'écriture serrée. C'est cependant un grand avantage pour un ouvrage de science (qui doit être nécessairement compilé de plusieurs autres) de le lire dans un auteur qui a tout écrit par lui-même. Chaque fait, tout détail y est ainsi soumis à un examen beaucoup plus sévère que si ces exposés résultaient d'extraits faits avec les ciseaux ou la plume d'un aide. Il en résulte que dans un grand nombre des articles qui, au premier aperçu, peuvent sembler avoir été simple-

ment copiés d'autres ouvrages, on trouvera des corrections et remarques, soit entremêlées avec les détails, soit placées entre parenthèses. C'est ainsi, par exemple, qu'en transcrivant les analyses si importantes des mines de fer magnétique par M. Hatchett, on a indiqué entre parenthèses le calcul déduit de l'Échelle des équivalens du docteur Wollaston. Il a été fait des insertions et corrections nombreuses aux parties réimprimées du Dictionnaire de Nicholson. Telles sont, par exemple, la méthode générale d'analyse des minéraux par M. Vauquelin, les instructions du professeur Gahn, relativement au *chalumeau*, un long passage concernant *l'Acide arsenieux*, et beaucoup d'autres insertions, telles que *Chlorophyle*, *Cholestérine*, *Comptonite*, sont autant d'additions faites.

Les dissertations sur le *Calorique*, la *Combustion*, la *Rosée*, la *Distillation*, l'*Électricité*, les *Gaz*, la *Lumière*, le *Thermomètre*, *etc.*, qui forment une grande partie de l'ouvrage, ont été substituées par moi aux détails qui me semblaient frivoles et dépourvus d'intérêt sur quelques objets peu importans de teinture, et à des articles des anciennes pharmacopées, tels que *guimauve*, *camomille*, etc.

Quant à ce qui se trouve dans ce Dictionnaire de plus important sur ce qui a rapport à la minéralogie, il est dû au professeur Jameson. La partie principale des descriptions des espèces minérales est extraite de la troisième édition de son excellent

Système. La partie purement chimique a été puisée dans *sir Humphry Davy's Elements.* Quant au langage employé par lui, ainsi que par le docteur Wollaston, M. Gay-Lussac et les autres savans auxquels sont dues des recherches originales, je n'ai profité de la liberté de m'en servir, qu'autant que cela était nécessaire pour le mettre en harmonie avec le sujet traité. Leurs expressions peuvent très-rarement être changées sans inconvénient. Il est aussi des écrivains en chimie dont les pensées n'acquièrent de force que par une grande concision. Le lecteur me comprendra s'il est curieux de comparer l'article *Distillation* dans ce Dictionnaire, avec celui qui se trouve, *Encyclopedia Britannica,* dans le Supplément.

Dans mon Mémoire sur l'acide sulfurique, publié dans le 7.me numéro *of the Journal of Science,* j'assignais les nombres 4, 5, 6, comme indiquant les équivalens respectifs de la soude, de l'acide sulfurique et de la potasse. Des recherches faites depuis avec soin sur les nitrates (*Journal of Science,* n.° XII) me portèrent à considérer les nombres 3,96 et 5,96 comme se rapprochant davantage de ceux représentant les équivalans pour la soude et la potasse. On a donné, dans ce Dictionnaire, les nombres 3,95 et 5,95. Il est cependant possible que le nombre 6, déterminé primitivement par sir Humphry Davy pour la potasse, soit exact, comme aussi le nombre 4 pour la soude.

M. le docteur Thomson a récemment inséré dans son journal (*Annals of Philosophy*, novembre 1820) un Mémoire sur le poids véritable des atômes de baryte, de potasse, de soude, etc. Dans ses expériences pour déterminer ces quantités fondamentales, ce savant a adopté le plan original de Richter, celui de saturation réciproque de deux composés neutro-salins; mais il semble n'avoir pas fait attention que, faute d'une expérience initiale, aucune de ses proportions ne peut se rapporter à l'échelle oxigène, ou à aucune racine atomique. M. Thomson établit l'atôme de baryte à 9,75, et celui de la potasse à 6, l'atôme d'acide sulfurique étant 5. Il annonce alors que 13,25 le poids atomique du muriate sec de baryte (chlorure de barium), et 11 le poids de l'atôme du sulfate de potasse, donnent lieu à décomposition réciproque parfaite par le mélange de leurs dissolutions aqueuses. Mais s'il avait fait, ainsi que sir Humphry Davy et le docteur Wollaston, l'atôme de baryte = 9,7 (ce qui donnerait pour le chlorure de barium 13,2), et l'atôme du sulfate de potasse 10,96, comme on le trouve dans mes expériences sur l'acide nitrique, il aurait obtenu, par le mélange des deux, dans ces proportions atomiques, un résultat d'expériences aussi parfait qu'avec ses propres nombres; car 13,25 : 11 :: 13,2 : 10,96.

Dans le fait, la chaîne atomique de M. le docteur Thomson, manquant de son premier anneau,

peut être adaptée à une variété de nombres différens, pourvu que les proportions arithmétiques soient observées. Il devait commencer par établir, en le démontrant clairement, que l'atôme de baryte est 9,75, et celui de potasse 6, l'oxigène étant pris pour l'unité.

Cependant l'idée suggérée par le docteur Prout, que les nombres représentant les poids des différens atômes sont des multiples par un nombre *entier* de celui désignant l'hydrogène, est très-ingénieuse, et probablement la plus juste; et, en conséquence, aussi bien que pour des raisons d'expériences que je ne peux détailler ici, j'adopterais volontiers 9,75 pour la baryte, 4 pour la soude, 6 pour la potasse, et 4,5 pour le chlore. Les nombres atomiques, donnés dans ce Dictionnaire pour les divers corps simples et composés, sont directement déduits du terme moyen des expériences les plus exactes, et je crois que ces nombres méritent plus de confiance que ceux résultans de considérations théoriques. C'est ainsi que M. Thomson établit à 3,625 le poids de l'atôme de chaux; et l'expérience ne donne certainement pas un nombre aussi fort. Je l'ai déterminé d'après les miennes à 3,56. L'analyse par le docteur Marcet, du carbonate de cette base, le porterait à environ 3,5. Dans l'article *Équivalens chimiques*, aussi bien que dans ceux des substances traitées individuellement, le lecteur trouvera les proportions élémentaires de combinaison ou

atôme, comme on les appelle hypothétiquement, pleinement et de bonne foi, j'en ai la confiance, reconnues et déterminées par l'expérience. Cette manière est l'ancre de recherche scientifique, dont il ne faut jamais se séparer, autrement on s'expose à des embarras et difficultés interminables. Nous devrions avoir continuellement présent à l'esprit cet aphorisme de sir Humphry Davy (*Journal of Science*, vol. I): « La substitution de l'analogie aux » faits est ce qui tue la philosophie chimique; l'usage » légitime de l'analogie est de s'en servir pour ras- » sembler des faits, et de se guider d'après elle pour » de nouvelles expériences ».

Je me suis abstenu de multiplier les renvois au bas des pages, mode que les auteurs adoptent volontiers, pour faire voir qu'ils ont beaucoup lu. On trouvera généralement citées, dans le texte même, les autorités à l'appui des faits. Le désir de me resserrer dans l'instruction pratique m'a fait abréger beaucoup de détails historiques; il a été cependant, par fois, nécessaire de tracer la marche progressive, dans un objet de recherche, pour mettre dans un plus grand jour, et exposer d'une manière plus intelligible, l'état actuel de nos connaissances. C'est ce que j'ai fait toutes les fois que cela m'a semblé nécessaire, en tâchant de prendre la vérité et la justice pour mes seuls guides. Comme l'unique récompense que l'homme qui cultive la science reçoive

et puisse attendre ordinairement, est la confiance qu'on accorde à ses découvertes, celui qui recueille les faits ne devrait être influencé ni par le préjugé, ni par la passion, en rendant honneur à qui honneur est dû.



DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

ABSORBANT. Ce mot a été introduit dans la Chimie par les médecins, comme épithète, pour désigner celles des substances terreuses qui paraissaient avoir la propriété d'arrêter la diarrhée par la seule absorption des liquides surabondans. Dans ce sens, cette épithète est mal appliquée et n'est plus en usage. Le professeur Leslie a fait voir que la faculté d'attirer l'humidité de l'air, n'est pas restreinte aux substances telles que les acides forts, les alcalis desséchés, les terres alcalines et les sels déliquescens, qui s'unissent avec l'eau en toute proportion; mais que des corps insolubles, et en apparence dépourvus d'action, jouissent aussi de cette faculté dans des degrés divers d'intensité. Il s'ensuit, que le terme *absorbant* mérite une place dans la nomenclature chimique.

Après avoir complètement desséché au feu la substance dont on cherche à reconnaître le pouvoir absorbant, il faut l'introduire aussitôt dans une fiole munie d'un bouchon usé à l'émeri. Cette substance étant refroidie, on en met une portion dans une grande bouteille ou bocal à large ouverture, et on l'y tient exactement renfermée pendant quelque temps. En y introduisant alors un hygromètre très-sensible, cet instrument indique sur son échelle le degré de sécheresse produite dans l'air renfermé du bocal, préalablement amené au point de l'humidité extrême, en suspendant dans l'intérieur de ce vase un morceau de linge mouillé.

On a présenté, dans la table qui suit, les résultats des expériences ainsi faites par le docteur Leslie sur le pouvoir absorbant de différentes substances :

	Degrés de sécheresse indiqués par l'hygromètre.
Alumine.	84
Carbonate de magnésie.	75
Carbonate de chaux.	70
Silice.	40
Carbonate de baryte.	3[illegible]
Carbonate de strontiane.	23
Terre à pipe.	85
Terre verte, ou trapp, en poudre.	80
Sable de mer coquillier.	70
Argile durcie par torréfaction.	35
Idem, mise à l'état de forte ignition.	8
Terre verte, ou trapp, en ignition.	23
Quartz, *idem*.	19
Trapp décomposé.	86
Trapp réduit en sol.	92
Terreau de jardin.	95

Plus un sol est divisé par le labour et la végétation, plus son pouvoir absorbant est grand. M. Leslie en induit que la fertilité des terroirs dépend principalement de leur disposition à imbiber l'humidité; et il cite à l'appui de cette idée la lave d'éjection récente, et celle dont les parties ont perdu leur cohérence. Le sol, réduit à l'état de très-grande division et rendu tel qu'il soit le plus facilement pénétré par les fibres déliées des plantes, ne devrait-il pas le pouvoir supérieur qu'il acquiert d'agir sur la vapeur atmosphérique à l'augmentation de sa surface, ou à la multiplication des points de contact ?

Dans des circonstances semblables, 100 parties des substances organiques suivantes absorbent les quantités d'humidité, savoir : l'ivoire, 7 parties; le bois de buis, 14; le

duvet, 16; la laine, 18; le bois de hêtre, 28. (LESLIE, *on heat and moisture.*)

ABSORPTION. Les chimistes emploient ce terme pour exprimer la conversion d'un fluide gazeux en un liquide ou un solide par son union avec quelqu'autre substance. L'absorption diffère de la condensation, en ce que celle-ci est l'effet de pression mécanique ou de soustraction de calorique. C'est ainsi que du gaz acide hydrochlorique étant introduit dans de l'eau, est absorbé, et il se produit de l'acide hydrochlorique ; si l'on fait arriver en contact du gaz acide carbonique et du gaz ammoniac, il y a lieu à absorption, et il en résulte du carbonate d'ammoniaque solide, que produit l'union des bases pondérables de ces gaz.

Il est un cas de condensation qui a été pris quelquefois, sans doute par erreur, pour absorption, quoique ce dernier effet n'ait aucunement eu lieu. Lorsqu'une cloche renversée, contenant un gaz renfermé par du mercure, est transportée dans une cuve d'eau, le mercure s'écoule, et il est remplacé par de l'eau; mais comme la pesanteur spécifique de ce liquide est de beaucoup inférieure à celle du mercure, la résistance de la colonne d'eau dans la cloche à la pression atmosphérique n'est que le quatorzième de celle qu'y oppose le mercure ; de sorte que le gaz occupe moins d'espace comme étant condensé par l'augmentation de pression, et non par absorption.

ACÉRATE. L'érable commun (*acer campestre*) fournit une sève laiteuse sucrée, contenant, suivant Schérer, un sel à base de chaux, jouissant de propriétés particulières. Ce sel est blanc, demi-transparent, inaltérable à l'air, soluble dans 100 parties d'eau froide, ou 50 parties de ce liquide bouillant.

ACESCENS. On désigne par ce terme, ceux des sucs

végétaux et animaux, ou les infusions, qui s'aigrissent spontanément. On connaît assez avec quelle promptitude ce changement s'effectue pendant un orage avec tonnerre, même dans des bouteilles bouchées. Il s'opère aussi avec une étonnante rapidité dans les états de maladie de l'estomac. On le prévient et on y remédie par l'usage des amers, des anti-acides, et au moyen de purgatifs.

ACÉTATES. On appelle ainsi les sels formés par la combinaison de l'acide acétique avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques.

ACÉTOMÈTRE. C'est le nom donné à un instrument dont on fait usage pour estimer le degré de force de vinaigres. Cet instrument est décrit au mot ACIDE (ACÉTIQUE).

ACÉTEUX, ou de ce qui appartient au vinaigre. *Voyez* ACIDE (ACÉTIQUE).

ACHROMATIQUE. On donne cette épithète aux lunettes et télescopes, dans la construction desquels on est parvenu, au moyen d'une combinaison de lentilles, à corriger, en grande partie, l'aberration d'optique que produit la diversité des couleurs de la lumière. Quelques-uns de ces instrumens ont été exécutés dans la plus grande perfection, et leur excellente qualité ne paraît avoir pour bornes que les imperfections de l'art de fabriquer le verre. Le moyen ingénieux auquel Dollond imagina d'avoir recours pour produire cet effet, consiste à choisir, d'après essai, pour former les objectifs, deux morceaux de verre, de nature telle, qu'ils séparent les rayons de lumière diversement colorés, d'angles égaux de divergence, en angles différens de réfraction du rayon moyen; il est alors évident, que si l'on fait réfracter ces verres en sens contraires, on peut faire dévier en totalité le rayon de sa route, sans qu'il se sépare en rayons colorés. La difficulté d'exécution, dans cette invention d'une si haute

importance, tient principalement à la solution du problême de la confection d'un verre, de nature telle, qu'il donne lieu à une grande divergence des rayons colorés entre eux, tandis que la réfraction moyenne est petite. *Voyez* VERRE.

ACIDES. On comprend sous cette dénomination des corps qui forment la classe la plus importante des composés chimiques. D'après la généralité des faits présentés par Lavoisier, et les chimistes français ses collaborateurs, il fut établi en doctrine, que les acides résultent de l'union d'une base combustible particulière, appelée *radical*, avec un principe commun, qui fut désigné par le terme technique *oxigène*, ou principe acidifiant. Cette doctrine générale était principalement fondée sur les phénomènes qu'offraient la formation et la décomposition des acides sulfurique, carbonique, phosphorique et nitrique : phénomènes qu'on crut pouvoir étendre, par une analogie plausible, à d'autres acides dont les radicaux étaient inconnus.

« J'ai déjà fait voir, dit Lavoisier, que le phosphore se » transforme, par sa combustion, en une matière blanche » floconneuse très-légère, et qu'il acquiert des propriétés » toutes nouvelles : d'insoluble qu'il était dans l'eau, non-» seulement il devient soluble, mais il attire l'humidité con-» tenue dans l'air avec une étonnante rapidité, et il se résout » en une liqueur beaucoup plus dense que l'eau, et d'une » pesanteur spécifique beaucoup plus grande. Dans l'état de » phosphore, et avant sa combustion, il n'avait presque aucun » goût ; par sa réunion avec l'oxigène, il prend un goût extrê-» mement aigre et piquant ; enfin, de la classe des combusti-» bles, il passe dans celle des substances incombustibles, et il » devient ce qu'on appelle un acide.

» Cette conversibilité d'une substance combustible en un » acide par l'addition de l'oxigène, est, comme nous le » verrons bientôt, une propriété commune à un grand nombre » de corps. Or, en bonne logique, on ne peut se dispenser de

» désigner sous un nom commun toutes les opérations qui » présentent des résultats analogues; c'est le seul moyen de » simplifier l'étude des sciences, et il serait impossible d'en » retenir tous les détails, si on ne s'attachait à les classer. » Nous nommerons donc *oxigénation* la conversion du phos- » phore en un acide, et, en général, la combinaison d'un » corps combustible quelconque avec l'oxigène. Nous adop- » terons également le terme *oxigéner*; et je dirai, en consé- » quence, qu'en *oxigénant* le phosphore, on le convertit en » un acide.

» Le soufre aussi absorbe, en brûlant, du gaz oxigène, et » l'acide qui se forme est beaucoup plus pesant que ne l'était » le soufre; son poids est égal à la somme des poids du soufre » et de l'oxigène qu'il a absorbé; et enfin cet acide est pesant, » incombustible, et susceptible de se combiner avec l'eau en » toutes proportions.

» Je pourrais multiplier ces exemples, et faire voir, par » une suite de faits nombreux, que tous les acides sont for- » més par la combustion de certaines substances; mais la » marche que je me suis engagé à suivre, et qui consiste à » ne procéder que du connu à l'inconnu, et à ne puiser mes » exemples que dans des choses qui ont été précédemment » expliquées, m'empêche d'anticiper ici sur les faits. Cepen- » dant les exemples que je viens de citer peuvent suffire pour » donner une idée claire et précise de la manière dont se » forment les acides. On voit que l'oxigène est un principe » commun à tous, et que c'est lui qui constitue ou produit » leur acidité: qu'ils sont ensuite différenciés les uns des » autres par la nature de la substance oxigénée ou acidifiée. » Il faut donc distinguer avec soin dans tout acide, la base » acidifiable à laquelle M. de Morveau a donné le nom de » *radical*, et le principe acidifiant, c'est-à-dire l'oxigène ». (*Traité élémentaire*, 1.re édit., vol. I, p. 65.)

« Quoiqu'on ne soit encore parvenu ni à composer ni à » décomposer l'acide qu'on retire du sel marin, on ne peut

» douter cependant qu'il ne soit formé, comme tous les au-
» tres, de la réunion d'une base acidifiable avec l'oxigène.
» Nous avons donc nommé cette base inconnue, *base muria-*
» *tique* ou *radical muriatique* ». (*Traité élémentaire*,
vol. I, p. 75.)

M. Berthollet, considérant, avec cette grande sagacité qui le distingue, l'idée de Lavoisier, que l'oxigène est le principe acidifiant universel, trouva et fut porté à soutenir que ce savant illustre lui avait donné beaucoup trop de latitude. « En effet, dit-il, c'est reculer trop loin les limites de
» l'analogie, que d'inférer, d'après elle, que toute acidité,
» celle même des acides muriatique, fluorique et boracique,
» provient de l'oxigène, parce que c'est ce principe qui pro-
» duit l'acidité d'autres substances. L'hydrogène sulfuré, qui
» jouit bien réellement des propriétés d'un acide, est une
» preuve directe que l'acidité n'est pas toujours due à l'oxi-
» gène. Il n'y a pas plus de fondement à conclure que l'hy-
» drogène est le principe de l'alcalinité, non-seulement dans
» les alcalis proprement dits, mais aussi dans la magnésie, la
» chaux, la strontiane et la baryte, parce que l'ammoniaque
» paraît devoir son alcalinité à l'hydrogène.

» Ces considérations prouvent que l'oxigène peut être re-
» gardé comme le principe d'acidité le plus ordinaire; mais
» cette espèce d'affinité pour les alcalis peut appartenir à des
» substances qui ne contiennent point d'oxigène. On ne peut
» donc pas toujours inférer de l'acidité d'une substance,
» qu'elle contient de l'oxigène, quoique ce soit un motif pour
» y en soupçonner l'existence, encore moins pourrait-on con-
» clure de ce qu'une substance contient de l'oxigène, qu'elle
» doit avoir des propriétés acides; au contraire, l'acidité d'une
» substance oxigénée fait voir que l'oxigène n'y éprouve
» qu'une saturation incomplète, puisque ses propriétés restent
» dominantes ». (*Statique chimique*, seconde partie, p. 8
et 10.)

Il est bien remarquable que cette citation de ce qu'a dit

M. Berthollet, qui présente, dans sa première partie, des observations justes et bien foudées, se termine par une inconséquence. Car, après avoir soutenu que l'acidité peut exister indépendamment de l'oxigène, et que la présence de ce principe ne constitue pas nécessairement l'acidité, il conclut, en considérant l'acidité comme une indication d'oxigène non saturé.

Cette généralisation insoutenable des chimistes français, relativement à l'oxigène, et que suivit celle aussi peu fondée de Stahl, du principe commun de combustibilité dans tous les corps combustibles, fut combattue, pour la première fois, par sir Humphry Davy, dans une suite de dissertations d'un grand intérêt, publiées dans les Transactions philosophiques.

Il dirigea d'abord ses expériences, dans la vue d'opérer, au moyen de l'électricité voltaïque, sur l'acide muriatique et autres, privés d'eau. Les substances actuellement connues sous les noms de chlorures de phosphore et d'étain, mais qu'il supposait alors contenir de l'acide muriatique sec, le portèrent à imaginer que l'eau intimement combinée était le véritable principe acidifiant, puisque dans les substances ci-dessus, les propriétés acides se développaient immédiatement par l'addition d'eau, quoiqu'auparavant elles n'en manifestassent point. Ce fut, toutefois, en juillet 1810, que sir Humphry Davy exposa, relativement à l'acidification, cette manière de voir devenue d'une si haute importance, et qui, dans l'opinion des meilleurs juges, fit dès-lors considérer ce chimiste comme étant doué d'une sagacité supérieure pour les recherches scientifiques. Les conclusions auxquelles il fut conduit étaient incompatibles avec l'hypothèse générale de Lavoisier. Ce savant démontra que l'acide muriatique oxigéné est, dans l'état actuel de nos connaissances, une substance *simple*, qui peut être classée dans le même ordre de corps naturels que le gaz oxigène, étant attiré comme ce principe à la surface positive des appareils voltaïques, et se combinant, ainsi que lui,

avec les substances inflammables, avec production de chaleur et de lumière. On vit que les combinaisons de l'acide muriatique oxigéné avec des corps inflammables, étaient analogues, sous le rapport de leurs propriétés et de leur puissance de combinaison, aux oxides et aux acides; mais qu'elles en différaient comme étant, pour la plupart, décomposables par l'eau; enfin il fut reconnu que l'acide muriatique oxigéné a, pour le plus grand nombre des corps inflammables, une attraction plus forte que celle de l'oxigène pour ces mêmes corps. La décomposition des alcalis et des terres, que sir Humphry Davy était précédemment parvenu à opérer, avait fait reconnaître l'absurdité de cette nomenclature, qui applique à ce qui constitue généralement et essentiellement la nature alcaline, le terme *oxigène* ou *acidifiant*. La découverte faite depuis par ce savant, que l'acide muriatique oxigéné est une substance simple, fit voir que le système théorique du langage chimique est également vicieux sous un autre rapport; et en conséquence, il rejeta très-judicieusement la dénomination d'acide muriatique oxigéné, pour y substituer le nom *chlore*, comme indiquant simplement un caractère évident et permanent de la substance, sa couleur jaune verdâtre. Les recherches plus récentes de chimistes sur les acides fluorique, hydriodique et hydrocyanique, ont offert de puissantes analogies à l'appui de la théorie chloridique, en faisant reconnaître que l'hydrogène seul peut convertir certaines bases non décomposées en acides bien caractérisés, sans le secours de l'oxigène. Le docteur Murray a essayé de faire revivre, sous un nouveau point-de-vue, la première opinion de sir Humphry Davy, relativement à la nécessité de la présence de l'eau ou de ses élémens pour la constitution des acides. Le docteur Murray conçoit que beaucoup d'acides sont des composés ternaires, consistant dans un radical avec oxigène et hydrogène, mais que les deux derniers ingrédiens n'y existent pas nécessairement à l'état d'eau. L'acide sulfurique concentré (huile de vitriol),

par exemple, au-lieu d'être formé, sur 100 parties, de 81,5 parties d'acide réel, et de 18,5 parties d'eau, doit être considéré, dans cette manière de voir, comme un composé de 32,6 soufre + 65,2 oxigène + 2,2 hydrogène. Lorsqu'après avoir saturé ce composé avec une base alcaline, on l'expose à la chaleur, l'hydrogène s'unit à sa quantité équivalente d'oxigène pour former de l'eau, qui s'évapore, et l'oxigène restant se combine, ainsi que le soufre, avec la base. Mais si l'on fait agir l'acide sur un métal, l'oxigène s'y unit en partie, et il ne se dégage que de l'hydrogène.

« L'acide nitrique, dans son état de plus grande concentration, n'est pas un composé défini avec environ le quart de son poids d'eau, mais bien un composé ternaire de nitrogène (azote), d'oxigène et d'hydrogène ; l'acide phosphorique est un composé triple de phosphore, d'oxigène et d'hydrogène, et l'acide phosphoreux est le composé proprement dit binaire de phosphore et d'oxigène. Les acides oxalique, tartarique et autres acides végétaux sont considérés et admis comme composés ternaires de carbone, d'oxigène et d'hydrogène; et par conséquent, leur constitution se rapporte strictement à la doctrine actuellement expliquée.

» C'est ainsi qu'on a découvert entre les élémens des corps et l'acidité, un rapport différent de celui qui a été jusqu'à-présent proposé. Lorsqu'il existe une suite de composés ayant certaines propriétés caractéristiques communes, et contenant tous un élément commun, on en conclut avec raison que ces propriétés dérivent plus particulièrement de l'action de cet élément. C'est sur ce fondement que Lavoisier établit, en étendant amplement l'induction, que l'oxigène est un principe d'acidité. M. Berthollet fit connaître qu'on pouvait conclure, en donnant pour exemples l'acide prussique et l'hydrogène sulfuré, qu'il n'en était pas exclusivement ainsi. Dans le dernier de ces corps, l'acidité paraît être produite par l'action de l'hydrogène. La découverte, par M. Gay-Lussac, du radical composé, le cyanogène, et

sa conversion en acide prussique (hydrocyanique) par addition d'hydrogène, confirma la conclusion de M. Berthollet; la découverte des rapports de l'iode l'établit encore davantage; et aujourd'hui, si cette manière de voir est juste, le système doit subir encore une modification plus grande. Mais chacune de ces conclusions étant fondée jusqu'à une certaine étendue, chacune d'elles exige d'être limitée dans quelques-uns des cas auxquels on les applique; et s'il est reconnu que l'acidité se rapporte quelquefois exclusivement à l'oxigène, et quelquefois de même à l'hydrogène, il faut aussi admettre le principe, que l'acidité résulte plus souvent de leur effet combiné.

»Il paraît même y avoir suffisamment lieu d'inférer, que l'action réunie de ces principes produit l'acidité à un plus haut degré, que lorsque l'un ou l'autre de ces élémens agit seul. Le soufre en fournit un exemple frappant : avec l'hydrogène, il forme un acide faible; avec l'oxigène, il donne naissance à un acide, qui, quoique d'énergie supérieure, ne déploie pas encore une grande puissance; avec l'hydrogène et l'oxigène, il semble recevoir l'influence acidifiante de l'un et de l'autre de ces principes, et son acidité est proportionnellement exaltée.

» L'azote avec l'hydrogène forme un composé dépourvu entièrement d'acidité, et possédant même des propriétés opposées. Avec l'oxigène, en deux proportions définies, l'azote forme des oxides; et il est douteux si, en proportion quelconque avec l'oxigène, il peut constituer un acide isolé; mais avec l'oxigène et l'hydrogène à l'état d'union, l'azote forme l'acide nitrique, composé plus permanent et d'une action énergique ».

Il est inutile d'entrer dans plus de détail relativement aux considérations du docteur Murray, considérations qui, en les supposant plausibles sous un point-de-vue théorique, ne semblent présenter aucun avantage dans la pratique. Il est assez remarquable, qu'en cherchant à éviter les transforma-

tions violentes et cachées, que, dans la théorie du chlore, un peu d'humidité opère sur le sel marin, en le convertissant instantanément, de chlore et de souium, en acide muriatique et en soude, le docteur Murray ait bien réellement accumulé, d'un côté, les très-grandes difficultés qu'il avait établies, pour, de l'autre, les écarter.

Il regarde comme douteux que l'azote et l'oxigène puissent seuls former un acide isolé, et il pense que la présence de l'hydrogène est essentielle à l'énergie de son action. On peut demander alors : Existe-t-il dans le nitre sec, qui ne contient pas d'hydrogène ? Est-ce l'acide nitrique, ou simplement deux de ses élémens, qui ont besoin d'un peu d'eau pour fournir l'hydrogène nécessaire? Les mêmes questions peuvent être faites relativement au sulfate de potasse. Puisque, suivant le docteur Murray, l'hydrogène est nécessaire pour donner aux acides sulfurique et nitrique toute leur force, dès l'instant où ces acides perdent leur eau, ils devraient être privés de leur pouvoir de saturer, et devenir incapables de retenir la potasse caustique à l'état neutre. Le docteur Murray essaye bien à-la-vérité d'échapper à la force de ce raisonnement, en faisant observer que l'humidité ou l'hydrogène est également essentielle à l'énergie alcaline; et que, par conséquent, la même dessication ou déshydrogénation qui affaiblit le pouvoir des acides diminue aussi celui des alcalis leurs antagonistes. Il en doit évidemment résulter que, dans un hydrate salin ou dissolution, on a les attractions réciproques d'acide fort et d'alcali; tandis que, dans un sel sec, les forces attractives sont celles de corps relativement faibles. Dans cette hypothèse, la différence entre le sulfate de potasse sec et ce sel humide doit être grande. Le docteur Murray admet que l'acide carbonique est dépourvu d'hydrogène; et cependant, le pouvoir de cet acide, pour neutraliser la chaux, est très-remarquable. Actuellement, d'après la dernière analyse, par M. Berzelius, de l'acide oxalique, cet acide ne contient pas d'hydrogène. Il ne diffère de l'acide carbonique que

dans la proportion de ses deux constituans; et c'est l'acide oxalique que cite le docteur Murray, comme fournissant une preuve d'acidité supérieure due à l'hydrogène.

Il est difficile de voir sur quoi ce chimiste se fonde pour décider que l'acide carbonique est un acide plus faible que l'acide oxalique. D'après l'examen par M. Berthollet, de la force d'acidité, celles des acides carbonique et oxalique sont, dans le rapport du premier de ces acides à l'autre, de 100 à environ 58; car ces nombres sont, en raison inverse, comme la quantité de chacun d'eux nécessaire pour saturer une base donnée. Que si le docteur Murray croit pouvoir opposer à ce terme de rapport établi la décomposition des carbonates par l'acide oxalique, nous lui objecterons son propre commentaire des affinités statistiques de M. Berthollet, commentaire dans lequel il attribue de semblables changemens, non pas à une attraction dans la substance décomposante, mais à la tendance élastique de celle qui se dégage.

L'ammoniaque sépare la magnésie de sa dissolution dans l'acide muriatique, aux températures ordinaires; et, à celle de l'eau bouillante, la magnésie sépare l'ammoniaque. Le carbonate d'ammoniaque produit un précipité de carbonate de chaux dans le muriate de cette dernière base, à une température inférieure à celle de 110 degrés centigrades; à une température plus élevée, une décomposition inverse a lieu, en opérant de la même manière avec ces deux sels. Si l'acide oxalique était plus énergique que l'acide carbonique, ou placé à un rang plus élevé dans l'échelle d'acidité; alors, en ajoutant à un poids connu de muriate de chaux liquide, un mélange d'oxalate et de carbonate d'ammoniaque, chacun en quantité équivalente au sel calcaire, l'oxalate de chaux devrait être seul séparé; on trouvera au contraire, par l'emploi d'acide acétique, qu'il sera précipité assez de carbonate de chaux pour faire juger du peu de fondement de cette manière de voir.

Enfin, le nitre et le sulfate de potasse, desséchés l'un et

l'autre, se trouvent placés, par cette supposition, dans une catégorie aussi mystérieuse que l'est le muriate de soude sec dans la théorie chlorique. Privés d'hydrogène, la force de leur acide et de leur alcali est affaiblie ou totalement changée; avec un peu d'eau, elle reprend dans l'un et l'autre toute son énergie. En un mot, l'acide sulfurique solide de Nordhausen, et la potasse sèche du potassium, suffisent seuls pour renverser toute cette hypothèse d'hydrogénation.

Nous citerons, à l'article ALCALI, quelques considérations analogues du docteur Murray, relativement à l'influence des élémens de l'eau sur cette classe de corps. *Edin. phil. trans. Vol. VIII, Part. 2.*ᵉ

D'après ces observations sur la nature de l'acidité, nous établirons, ainsi qu'il suit, les propriétés générales des acides.

1. Ces corps ont pour la plupart une saveur aigre, ainsi que leur dénomination l'indique.

2. Ils se combinent généralement avec l'eau, en toute proportion. Cette combinaison a lieu avec condensation de volume, et dégagement de chaleur.

3. Ils sont, à quelques exceptions près, volatilisés ou décomposés à une chaleur médiocre.

4. Ils changent ordinairement les couleurs pourpres des végétaux en celle d'un rouge vif.

5. Les acides s'unissent, en proportions définies, avec les alcalis, les terres, et les oxides métalliques; et cette union, qui forme la classe importante des sels, peut être considérée comme étant leur propriété caractéristique et indispensable. La force d'énergie des différens acides fut estimée, dans le principe, d'après leur causticité et leur saveur aigre relatives. Cette force fut, depuis, établie d'après celle d'attraction qu'ils manifestaient particulièrement pour telle ou telle autre base; et elle fut déterminée ensuite par la quantité de la base que les acides pouvaient respectivement neutraliser. Mais M. Berthollet proposa de substituer à ce dernier

moyen d'indication de la mesure de la force d'énergie des acides, celui de la faculté avec laquelle ils exercent leur acidité, en estimant cette faculté, par la quantité de chacun d'eux, reconnue nécessaire pour produire le même effet, c'est-à-dire, pour saturer une quantité donnée du même alcali. C'est donc la capacité de saturation de chaque acide qui, en faisant reconnaître son degré d'acidité, donne, suivant M. Berthollet, la force comparative d'affinité à laquelle est due cette capacité de saturation. Ce savant en induit, que l'affinité des différens acides, pour une base alcaline, est en raison inverse de la quantité pondérable de chacun d'eux, nécessaire pour neutraliser une quantité égale de la même base alcaline. Il s'ensuit donc, qu'un acide sera le plus puissant, lorsqu'il pourra, à poids égal, saturer une plus grande quantité d'un alcali. Dans cette manière de voir, toute substance capable de saturer les alcalis, et de faire disparaître leurs propriétés, devrait être classée parmi les acides; et de même aussi, on devrait mettre au nombre des alcalis, toute substance qui, par son action, peut saturer l'acidité; et la capacité de saturation étant la mesure de cette propriété, il faudrait la faire servir à former une échelle de la puissance comparative des alcalis, aussi bien que de celle des acides.

Quelque plausible que puisse être, *à priori*, cette opinion de M. Berthollet, que moins il faut d'un acide ou d'un alcali pour saturer une quantité connue de son principe antagoniste, plus le rang de cet acide ou alcali serait élevé dans l'échelle de la puissance et de l'affinité, elle ne se trouvera cependant pas d'accord avec les phénomènes chimiques. 100 parties d'acide nitrique sont saturées par environ 36,5 parties de magnésie, et par 52,5 parties de chaux, d'où il résulterait, d'après la règle établie par M. Berthollet, que ces terres devraient être comme la raison inverse de leurs quantités, savoir : $\frac{1}{36,5}$ et $\frac{1}{52,5}$. Cependant l'effet très-opposé a lieu; car la chaux sépare la magnésie de l'acide nitrique; et, dans

cet exemple, la différence d'effet ne peut être imputée à la différence de force avec laquelle les substances tendent à prendre la forme solide.

Nous n'avons donc à présent, ni un seul principe acidifiant, ni un caractère absolu, indiquant le degré de puissance parmi les acides : et il n'est pas besoin de cela, quoique l'objet soit de grande importance. L'expérience nous fournit l'ordre de décomposition d'un composé acide-alcalin par un autre acide, soit par sa seule action, soit avec l'aide de la température, et c'est tout ce que la chimie pratique semble exiger.

Avant de parler des acides en particulier, nous croyons devoir décrire ici le procédé général au moyen duquel M. Thénard a dernièrement réussi à faire prendre à plusieurs de ces corps, une surcharge d'oxigène, et à produire ainsi des acides liquides oxigénés. Il parut une première notice sur ces composés nouveaux, dans les *Annales de chimie et de physique*, pour juillet 1818, Tome VIII, page 306; et, depuis cette époque, plusieurs communications, d'une nature très-importante, ont été faites par ce chimiste distingué. Il est également parvenu à former un composé d'eau avec l'oxigène (*), composé dans lequel la proportion de ce principe est doublée, où 616 fois son volume est ajouté. Les méthodes pour oxigéner les acides liquides et l'eau, s'accordent toutes en ce que c'est d'abord du deutoxide de barium qui est formé, et c'est de cet oxide que, par des procédés subséquens, les acides liquides et l'eau tirent leur oxigène. M. Thénard prescrit les précautions qu'il faut avoir soin de prendre, et sans lesquelles le succès ne serait que partiel.

1. Il faut d'abord que le nitrate de baryte à employer, soit parfaitement pur, et surtout qu'il n'y reste point de fer

(*) Les acides oxigénés peuvent en effet être simplement considérés comme des combinaisons de cette eau avec les acides ordinaires.

ni de manganèse. Le moyen le plus sûr pour se le procurer ainsi, est de faire dissoudre le nitrate dans l'eau, d'ajouter à la dissolution de l'eau de baryte en léger excès, de filtrer ensuite la liqueur et de la faire cristalliser; 2. On décompose par la chaleur le nitrate mis ainsi à l'état de pureté. Cette opération ne doit pas se faire dans une cornue de terre ordinaire, parce qu'elle contient des oxides de fer et de manganèse; mais il faut se servir, dans ce cas, d'une cornue de porcelaine parfaitement blanche. On peut décomposer à-la-fois de deux à trois kilogrammes de nitrate de baryte, et ce procédé exigera environ trois heures. La baryte, ainsi préparée, contiendra une quantité considérable de silice et d'alumine, mais seulement des traces de manganèse et de fer, circonstance essentiellement importante; 3. Après avoir partagé, au moyen d'un couteau, la baryte en morceaux gros comme le bout du pouce, on l'introduira dans un tube de verre luté, qui doit être long et assez gros pour pouvoir contenir de 1 à 1,5 kilogramme. Ce tube ayant été entouré de feu, et chauffé au rouge faible, on y fera passer un courant de gaz oxigène desséché. Quelque rapide que soit le courant, le gaz est absorbé complètement; de sorte que, lorsqu'il passe par le petit tube qui doit terminer le tube plus large dont on fait usage, on en peut conclure que le deutoxide de barium est fait. Il convient, cependant, de continuer le courant pendant sept ou huit minutes de plus. Alors, le tube étant à-peu-près refroidi, on en retire le deutoxide qui est de couleur légèrement grise, et on le conserve dans des flacons bien bouchés. En l'humectant, il tombe en poudre, sans qu'il en résulte d'augmentation dans sa température. Dans cet état, on le mêle avec sept ou huit fois son poids d'eau, et on ajoute au mélange un acide étendu; la dissolution s'opère par degrés en agitant, sans dégagement d'aucun gaz. Cette dissolution est neutre, ou n'a aucune action sur le tournesol et le curcuma. Lorsqu'on y verse la quantité requise d'acide

sulfurique, il s'y produit un précipité abondant de sulfate de baryte, et la liqueur filtrée n'est plus que de l'eau tenant en dissolution l'acide oxigéné, ou du deutoxide d'hydrogène, combiné avec l'acide lui-même.

La classe des acides a été distribuée en trois ordres, suivant qu'ils proviennent des minéraux, des végétaux, ou des substances animales. Mais une distribution plus spécifique est aujourd'hui nécessaire. On a aussi classé les acides, relativement à leur base, ou radical, suivant que cette base est un corps simple ou composé. Un tel arrangement n'est pas seulement vague, il est encore susceptible, sous d'autres rapports, d'objections très-fortes. Le principal avantage d'une classification, est de présenter, à ceux qui commencent l'étude de la science, des vues générales, en groupant ensemble celles des substances qui offrent de l'analogie dans leurs propriétés ou dans leur composition. Il y a lieu d'espérer que le but sera passablement atteint, au moyen des divisions et subdivisions suivantes :

1.re *Division.* Acides de nature inorganique, ou qu'on peut former sans avoir recours aux produits animaux ou végétaux.

2.e *Division.* Acides auxquels l'organisation donne naissance.

Le premier groupe est sudivisé en trois familles, savoir : 1.re, acides formés par l'oxigène; 2.e, acides formés par l'hydrogène; 3.e, acides dépourvus de l'un et de l'autre de ces principes considérés comme acidifians.

FAMILLE PREMIÈRE. — *Acides formés par l'oxigène.*

PREMIÈRE SECTION. — *Non métalliques.*

1. Boracique (borique).
2. Carbonique.
3. Chlorique.
4. Perchlorique.
5. Chloro-carbonique.
6. Nitreux.
7. Nitrique.
8. Iodique.
9. Hypophosphoreux.
10. Phosphoreux.
11. Phosphorique.
12. Hyposulfureux.
13. Sulfureux.
14. Sulfurique.
15. Hyposulfurique.
16. Cyanique ?

Deuxième Section. — *Métalliques.*

1. Arsenique.
2. Arsenieux.
3. Antimonieux.
4. Antimonique.
5. Chromique.
6. Colombique.
7. Molybdique.
8. Molybdeux.
9. Tungstique.

Famille deuxième. — *Acides formés par l'hydrogène.*

1. Fluorique.
2. Hydriodique.
3. Hydrochlorique.
4. Ferro-prussique.
5. Hydroprussique.
6. Hydrosulfureux.
7. Hydrotellureux.
8. Sulfuro-prussique.

Famille troisième. — *Acides sans oxigène ou hydrogène.*

1. Chloriodique.
2. Chloroprussique.
3. Fluoborique.
4. Fluosilicique.

Deuxième Division. — *Acides d'origine organique.*

1. Acérique.
2. Acétique.
3. Amniotique.
4. Benzoïque.
5. Bolétique.
6. Camphorique.
7. Caséique.
8. Citrique.
9. Formique.
10. Fungique.
11. Gallique.
12. Kinique.
13. Laccique.
14. Lactique.
15. Lampique ?
16. Lithique.
17. Malique.
18. Méconique.
19. Ménispermique.
20. Margarique.
21. Mélassique.
22. Mellitique.
23. Moroxylique.
24. Mucique.
25. Oléique.
26. Oxalique.
27. Purpurique.
28. Pyrolithique.
29. Pyromalique.
30. Pyrotartarique.
31. Rosacique.
32. Saclactique.
33. Sébacique.
34. Subérique.

35. Succinique.
36 Sulfovinique?
37. Tartarique.
38. Zumique.

Les acides de cette seconde division sont tous décomposables à une chaleur rouge; ils fournissent généralement du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène, et, dans un petit nombre de cas, de l'azote. L'acide mellitique, qui se rencontre dans des couches de bois fossile, est indubitablement d'origine organique. Nous allons traiter de tous ces acides, par ordre alphabétique, en réunissant seulement ceux qui augmentent, pour ainsi dire, de force l'un dans l'autre, tels que les acides hypo-sulfureux, sulfureux et sulfurique.

ACIDE ACÉRIQUE. C'est un acide particulier qu'on dit exister dans le suc de l'érable. Il est décomposé par la chaleur, comme les autres acides végétaux.

ACIDE ACÉTIQUE. On donne à ce même acide, lorsqu'il est très-étendu et un peu impur, le nom de vinaigre.

Cet acide existe, à l'état d'union avec la potasse, dans la sève d'un très-grand nombre de plantes. La sueur, l'urine, et même le lait frais, en contiennent.

Il se développe fréquemment dans l'estomac, à la suite de mauvaises digestions. Presque toutes les substances végétales sèches, et quelques substances animales, étant exposées, en vaisseaux clos, à une chaleur rouge, fournissent de cet acide en grande quantité. Il est aussi le résultat d'une fermentation spontanée, que des liquides végétaux, et des matières animales sont susceptibles d'éprouver. On avait supposé pendant long-temps, d'après l'autorité de Boerhaave, que la fermentation qui produit le vinaigre est constamment précédée de la fermentation vineuse : c'est une erreur. Les choux s'aigrissent dans l'eau, et sont employés ainsi pour la préparation de la choucroute; l'amidon est passé à l'aigre dans les eaux sures des amidonniers, et se prend de lui-même en pâte, sans aucune production préalable de vin.

On connaît, dans le commerce, quatre variétés d'acide acétique, savoir : 1.° le vinaigre de vin; 2.° le vinaigre de Malt; 3.° le vinaigre de sucre; 4.° le vinaigre de bois. Nous décrirons d'abord le procédé de fabrication de ces articles de commerce, et alors nous exposerons comment on retire l'acide acétique absolu des chimistes, soit de ces vinaigres, ou directement des composés chimiques dont il est une des parties constituantes.

On fabrique actuellement, à Paris, le vinaigre, par la méthode suivante : on mêle, dans un gros tonneau, le vin qu'on destine à être converti en vinaigre, avec une certaine quantité de lie de vin; et, après avoir introduit ce mélange dans des sacs de toile qu'on place dans une grande cuve cerclée en fer, on fait sortir la matière liquide à travers ces sacs, par la pression qu'on leur fait subir au moyen de poids dont on les charge. On reçoit le liquide qui passe ainsi dans des tonneaux placés debout, ayant une petite ouverture à leur partie supérieure. On l'y laisse exposé pendant l'été à la chaleur du soleil, et en hiver, à celle d'une étuve. La fermentation se manifeste dans peu de jours. Si alors la chaleur était poussée trop loin, il faudrait la tempérer par de l'air froid, ou en ajoutant à la liqueur une nouvelle quantité de vin. C'est dans la manière de régler avec intelligence la température fermentative, que consiste l'art de faire de bon vinaigre de vin. Dans l'été, l'opération est, en général, complètement achevée au bout de quinze jours : il faut, en hiver, le double de ce temps.

On transvase alors ce vinaigre dans des barils où l'on a mis des copeaux ou planures de bouleau. On trouve, au bout d'environ quinze jours, le vinaigre clarifié, et en état d'être mis dans le commerce : il faut avoir soin de le tenir dans des tonneaux fermés.

Les fabricans de vinaigre à Orléans, employent, de préférence, le vin d'un an. Mais si le vin a perdu par l'âge sa matière extractive, il n'éprouve pas aussi facilement la

fermentation acéteuse. Dans ce cas, on peut déterminer l'acétification, ainsi que les chimistes français appellent ce procédé, par une addition de branches de vignes ou *sarments*, de *rafles* de raisin, ou de bois vert. Il a été assuré que de l'alcool, ajouté à la liqueur fermentescible, n'augmente pas le produit en vinaigre : mais c'est une erreur. Stahl observa, il y a long-temps, que si, après avoir humecté, avec de l'alcool, des roses ou des lys, on les place dans des vaisseaux où ces fleurs soient agitées de temps-en-temps, il s'y formera du vinaigre. Ce chimiste nous apprend aussi, que si, après avoir enlevé l'acide citrique à du suc de citron, au moyen d'yeux d'écrevisse (carbonate de chaux), on ajoute un peu d'alcool au liquide surnageant, et qu'on expose ensuite le mélange à une température convenable, il s'y formera du vinaigre,

M. Chaptal annonce qu'un mélange, d'un kilogramme d'alcool faible, d'une pesanteur spécifique de 0,985, avec environ 20 grammes de levûre de bière et un peu d'eau d'amidon, produisait un vinaigre extrêmement fort : l'acide fut développé dans l'espace de cinq jours. La même quantité d'amidon et de levûre sans alcool, fermentait plus lentement, et fournissait du vinaigre plus faible. On a reconnu qu'un léger mouvement favorise la formation du vinaigre, et que sa composition peut en être altérée lorsqu'il est fait. M. Chaptal attribue à l'agitation l'effet du tonnerre, quoiqu'il soit bien connu que quand l'atmosphère est fortement électrisée , la bière est disposée à tourner subitement à l'aigre, et sans la secousse d'un coup de tonnerre, Dans les celliers exposés aux vibrations occasionnées par le bruit des voitures, le vinaigre n'est pas de bonne garde. Les lies, dont on avait déterminé le dépôt au moyen de la colle de poisson, et qui étaient en repos, se mêlent, ainsi agitées, avec la liqueur, et la fermentation recommence.

Presque tous les vinaigres du nord de la France étant préparés à Orléans, cet objet de manufature a acquis, dans

cette localité, un tel degré de célébrité, que le procédé dont on y fait usage mérite une considération particulière.

Les tonneaux dont on fait usage à Orléans pour la préparation du vinaigre, contiennent environ 400 pintes. On préfère ceux qui ont déjà servi. On place ces tonneaux les uns sur les autres, en en formant ainsi ordinairement trois rangées; la partie supérieure du fond est percée, à deux doigts du jable, d'une ouverture de deux pouces de diamètre, qui reste toujours ouverte, afin de laisser un libre accès à l'air. Le vin destiné pour l'acétification est conservé dans des tonneaux joignant ceux-ci, et contenant des copeaux de hêtre, ou, en terme de l'art, un *rappé* de copeaux de hêtre, auxquels les lies adhèrent. On en sous-tire ce vin ainsi clarifié, pour faire le vinaigre. On verse d'abord, dans chacun des tonneaux disposés pour y faire le vinaigre, environ 100 pintes de bon vinaigre bouillant, et on l'y laisse séjourner pendant huit jours; on ajoute alors, dans chaque tonneau, dix pintes de vin, et l'on continue ainsi, de huit jours en huit jours, jusqu'à ce que les tonneaux soient pleins. On laisse alors le vinaigre, dans cet état, pendant quinze jours, avant de le mettre dans le commerce.

Les tonneaux ou vaisseaux qui ont servi à la préparation du vinaigre, et qu'on appelle *mères* de vinaigre, ne se remplissent jamais qu'à moitié; mais ils le sont successivement pour acétifier les nouvelles portions de vin ajoutées; afin de juger si les mères de vinaigre travaillent bien, on introduit dans le vaisseau, par l'ouverture supérieure, une règle ou espèce de spatule, qu'on plonge dans le liquide; et, suivant les traces d'écume qu'on y aperçoit en le retirant, on reconnaît que la mère a plus ou moins besoin d'être rafraîchie, ce qu'on fait en ajoutant de nouveau vin. Dans l'été, la température de l'atmosphère suffit pour convertir le vin en vinaigre; mais il faut, en hiver, avoir recours à des poêles ou étuves chauffés à 24 degrés centigrades, pour maintenir, dans l'atelier de fabrication, la température nécessaire.

Dans quelques contrées, les habitans conservent, dans un lieu où la température est douce et égale, un *tonneau à vinaigre*, dans lequel ils mettent les vins qu'ils désirent acétifier; on entretient ce tonneau toujours plein, en remplaçant le vinaigre qu'on en tire, par une nouvelle quantité de vin. Pour établir cette fabrication de ménage, il suffit d'acheter d'abord un petit tonneau ou baril de bon vinaigre. On fait à Gand un bon vinaigre de bière, dans les proportions de grain suivantes, qu'on a reconnues comme présentant le plus d'avantage.

920	kilogrammes.	Orge malté.
342	*idem*	Froment.
245	*idem*	Blé sarrasin.

Après avoir broyé ces grains, et en avoir fait le mélange, on les fait bouillir pendant trois heures, dans une quantité d'eau de rivière, égale à la contenance de 27 tonneaux, et on en obtient 18 de bière bonne pour vinaigre; par une subséquente décoction, il se produit un liquide plus fermentescible, qu'on mêle avec le premier; le brassin total fournit plus de 2800 litres.

En Angleterre, le vinaigre se fait ordinairement avec le malt. A 100 gallons (environ 400 litres) de mout, extrait dans moins de deux heures dans une cuve matière avec de l'eau chaude, de 1 *boll* de malt, on ajoute, lorsque la liqueur s'est abaissée à la température de 24 degrés centigrades, 4 gallons (environ 16 litres) de levûre de bière. Au bout de trente-six heures, on tire cette liqueur dans des tonneaux qu'on laisse sur leurs côtés, exposés, leurs bondes légèrement recouvertes, à l'influence des rayons du soleil dans l'été, et qu'en hiver, on place dans un lieu chauffé par un poële ou une étuve. Au bout de trois mois, le vinaigre est propre à être employé pour la fabrication du sucre de plomb (acétate de plomb). Cependant, pour la préparation du vinaigre domestique, le procédé est un peu différent. La

liqueur qu'on retire, ainsi qu'on vient de le dire, de la cuve matière, après qu'elle y a séjourné pendant trente-six heures, est reçue dans des tonneaux placés debout, ayant un faux couvercle percé de trous, fixé à environ un pied de leur fond, sur lequel on étend, en quantité considérable, des râpes ou râfles de raisin, ou du marc provenant de la fabrication du vin. On fait passer la liqueur de ce tonneau dans un autre, au bout de vingt-quatre heures, temps au bout duquel cette liqueur a commencé à s'échauffer. Quelquefois, à-la-vérité, le vinaigre éprouve la fermentation complète, sans râfle, et on l'ajoute à la fin pour donner du goût. On peut opérer ainsi, à-la-fois, avec deux grands tonneaux, d'après le procédé suivant, indiqué et décrit, il y a long-temps, par Boerhaave.

On prend deux grands tonneaux de bois ou poinçons, dans chacun desquels on établit, à la distance d'un pied de leur fond, une grille en bois, ou une claie d'osier. Le vaisseau étant tenu debout, on étend, sur la grille ou claie, un lit peu serré de jeunes branches d'arbre encore vertes, ou des fragmens de sarments de vignes fraichement coupés; on met par-dessus des râfles de raisin pour achever de remplir le vaisseau jusqu'à son ouverture, et on le laisse entièrement ouvert.

Ces deux vaisseaux étant ainsi disposés, on y verse le vin que l'on veut convertir en vinaigre, de manière qu'il y en ait un complètement rempli, et l'autre seulement à moitié. On les laisse ainsi pendant vingt-quatre heures, et alors on achève de remplir le vaisseau qui n'était qu'à moitié plein, avec la liqueur tirée de celui qui l'était tout-à-fait; vingt-quatre heures après, on répète la même opération, et l'on continue ainsi alternativement, et toutes les vingt-quatre heures, ce transversement de la moitié de la liqueur d'un vaisseau dans l'autre, jusqu'à ce que le vinaigre soit fait. Dès le second ou troisième jour, il se manifestera, dans le vaisseau à moitié rempli, un mouvement de fermentation,

accompagné d'une chaleur sensible, qui augmentera par degrés de jour en jour. Dans le vaisseau plein, au contraire, le mouvement de fermentation est presqu'imperceptible; et comme chacun des deux vaisseaux est alternativement plein, en totalité, et à moitié seulement, il en résulte que la fermentation est, en quelque sorte, interrompue et renouvelée seulement de deux jours l'un dans chaque vaisseau.

Lorsqu'on s'aperçoit que ce mouvement de fermentation a cessé entièrement, même dans le vaisseau à moitié plein, c'est un indice que la fermentation a eu complétement lieu, et est finie. On tire alors le vinaigre dans des vaisseaux fermés, qu'on place dans un lieu frais.

Une température, plus ou moins chaude, influe sur la fermentation acéteuse comme sur la fermentation spiritueuse, en l'accélérant ou en l'arrêtant. En France, la fermentation est complète, en été, au bout de quinze jours; mais si la chaleur de l'air est très-grande, et excède 30 degrés centigrades, il faudra remplir, toutes les douze heures, le vaisseau à moitié plein, parce que, si la fermentation n'est pas arrêtée à cette époque, elle deviendra violente et la liqueur sera chauffée à un degré assez élevé pour qu'il se dissipe beaucoup des parties spiritueuses d'où dépend la force du vinaigre; et il ne restera, après que la fermentation aura cessé, qu'une liqueur éventée, aigre à-la-vérité, mais plate. Le meilleur moyen, pour prévenir la dissipation des parties spiritueuses, est d'avoir recours à la précaution convenable et ordinaire de fermer le vaisseau, à moitié plein, avec un couvercle de bois de chêne. Quant au vaisseau entièrement plein, il faut toujours le laisser ouvert, afin que l'air puisse avoir un libre accès sur la liqueur qu'il contient; car il n'est pas sujet aux mêmes inconvéniens, parce qu'il fermente très-lentement.

On peut faire de bon vinaigre avec un sirop faible, dans les proportions d'environ une livre de sucre sur trois pintes d'eau. Toutes les fois que le vinaigre est considéré, d'après

sa saveur et son odeur, comme étant complètement formé, il faut avoir soin de le mettre dans des barils ou bouteilles étanchés et bien garantis de tout accès de l'air. On a reconnu qu'en faisant bouillir un instant le vinaigre avant de le mettre en bouteilles, il se conservait mieux.

Le vinaigre, obtenu par les méthodes ci-dessus, est plus ou moins coloré en brun et d'une odeur particulière, mais assez agréable. Par la distillation dans des vaisseaux de verre, la matière colorante, qui réside dans le mucilage, en est séparée; mais généralement, son odeur suave est remplacée par une odeur d'empyreume. Les meilleurs vinaigres de vin de France, et aussi quelques vinaigres de malt, contiennent un peu d'alcool, qui passe d'abord avec la partie aqueuse, et rend le premier produit de la distillation d'une pesanteur spécifique, à peine plus grande, et même quelquefois moindre que celle de l'eau ; et, en conséquence, on rejette ce produit. Vers la fin de l'opération, l'empyreume augmente; d'où il suit qu'il ne faut retenir, comme vinaigre distillé, que les produits intermédiaires. La pesanteur spécifique du vinaigre distillé varie de 1,005 à 1,015, tandis que celle du vinaigre ordinaire, de force égale, varie de 1,010 à 1,025.

On a préparé, pendant long-temps, un vinaigre brut pour les imprimeurs en calicot, en exposant du bois à l'action d'une forte chaleur rouge dans des cornues de fer. L'appareil qui a été adopté, comme remplissant le mieux cet objet, consiste dans une suite de cylindres de fonte de fer, établis horisontalement sur un massif de fourneaux construits en briques, de manière que la flamme d'un fourneau circule librement autour de deux cylindres. Les cylindres dépassent un peu, à l'un et l'autre bout, le bâti en brique. A l'une de ces extrémités, est ajusté un disque de fonte, qui y est fermement assujéti et retenu; du centre de ce disque sort un tube de fer d'environ 6 pouces de diamètre, entrant à angle droit dans un autre tube, qui est celui *principal* de réfrigération, et peut avoir de 9 à 14 pouces de diamètre,

suivant le nombre des cylindres. L'autre extrémité du cylindre, qu'on appelle la bouche de la cornue, est fermée par un disque de fer scellé autour de ses bords avec un lut d'argile, et maintenu en place au moyen de cales ou coins. La charge de bois, pour chacun de pareils cylindres, est du poids d'environ 400 kilog. On ne fait usage que de bois durs, tels que chêne, frêne, hêtre, etc. : le bois de sapin serait d'un mauvais emploi. On maintient les cylindres chauffés pendant tout le jour, et on laisse le fourneau refroidir pendant la nuit; le lendemain matin, on ouvre les portes ou bouches de ces cylindres, et, après en avoir retiré le charbon, on y introduit une nouvelle charge de bois. Le produit moyen en vinaigre brut, appelé acide pyroligneux, est d'environ 130 litres. Ce vinaigre, sali par beaucoup de goudron, est d'un brun foncé, et sa pesanteur spécifique est de 1,025; son poids total est dono de 130 kilogrammes. Mais on a trouvé que le poids du charbon résidu n'excédait pas celui d'un cinquième du bois employé; d'où il suit, qu'il s'est dissipé, en gaz condensable, près de la moitié de la matière pondérable du bois. Cependant le comte de Rumford porte le poids du charbon à plus des quatre dixièmes du bois avec lequel on le fait. Son erreur semble être provenue de ce que le bois qu'il convertit en charbon, fut soumis dans un cylindre de verre, à l'action du feu clair d'un four. Le produit qu'on établit ici, est le résultat de l'expérience dans la grande manufacture d'un chimiste de Glascow. L'acide pyroligneux brut est rectifié par une seconde distillation dans un alambic de cuivre, dans le corps duquel on laisse, sur 100 parties, 20 parties de matière goudronneuse visqueuse. Cet acide y devient un vinaigre d'un brun transparent, ayant une très-forte odeur d'empyreume, et une pesanteur spécifique de 1,013. Ses facultés acides surpassent celles du meilleur vinaigre domestique, dans le rapport de 3 à 2. En distillant ensuite de nouveau ce vinaigre, en évaporant à siccité le produit de la distillation préalablement saturé avec de la

chaux vive, et en calcinant modérément le résidu, l'empyreume est si complètement dissipé, qu'en décomposant alors le sel calcaire par de l'acide sulfurique, il passe à la distillation un vinaigre pur, parfaitement incolore, et d'un goût agréable. La force de ce vinaigre sera en raison du degré de concentration de l'acide décomposant.

L'acide acétique des chimistes peut se préparer des différentes manières qui suivent, savoir: 1°. Un mélange de deux parties d'acétate de potasse fondu et d'une partie de l'acide sulfurique le plus concentré, donne pour produit à distillation lente dans une cornue de verre avec récipient refroidi, de l'acide acétique concentré. On peut le débarrasser d'une petite portion d'acide sulfureux, qui en altère la pureté, en le redistillant avec un peu d'acétate de plomb. 2°. En traitant de la même manière quatre parties de bon acétate de plomb avec une partie d'acide sulfurique, on obtient un acide acétique légèrement plus faible. 3°. On peut aussi considérer comme un procédé économique, la distillation dans une cornue de porcelaine avec récipient refroidi, d'un mélange d'une partie de sulfate de fer, ou vitriol vert, modérément calciné, avec deux parties et demie d'acétate de plomb; ou, sans avoir recours à la distillation, si l'on ajoute avec précaution cent parties d'acétate de chaux bien desséché à soixante parties d'acide sulfurique concentré, étendu de cinq parties d'eau, et qu'après avoir fait digérer le mélange pendant vingt-quatre heures on le filtre, la liqueur sera un bon acide acétique suffisamment fort pour les besoins ordinaires.

On a employé aussi la distillation de l'acétate de cuivre ou de plomb sans addition, pour obtenir l'acide concentré. Dans ce cas, cependant, le produit est mêlé avec une portion d'esprit pyro-acétique odorant, qui fait obstacle au dégagement. Le meilleur procédé pour se procurer l'acide concentré, est sans doute le premier décrit, et le moins dispendieux est le second ou le troisième. La pésanteur spécifique de cet acide, dans son plus grand état de

concentration, est de 1,062. A la température de 10 degrés centigrades, il prend la forme solide, et cristalise en tables rhomboïdales allongées; son odeur est extrêmement piquante; elle affecte les narines et les yeux, même avec douleur, lorsqu'on respire sans précaution sa vapeur. Sa saveur est éminemment acide et acre; il excorie et brûle la peau. Le vinaigre de bois purifié dont on fait usage pour les saumures et dans la préparation des alimens, est d'une pesanteur spécifique de 1,009, ce qui équivaut, en force d'acide, à un bon vinaigre de vin ou de malt, d'une pesanteur spécifique de 1,014. Il contient environ le vingtième de son poids d'acide acétique absolu, et les dix-neuf vingtièmes d'eau. Chaque gallon (mesure d'environ 4 litres) de vinaigre de la force ci-dessus, est assujéti à un droit de 4 deniers sterling (environ 40 cent. monnaie de France). Cependant ce droit ne se perçoit pas d'après sa pesanteur spécifique prise directement, mais suivant celle qui résulte de sa saturation par de la chaux vive. Le nombre décimal de la pesanteur spécifique de l'acétate calcaire est à-peu-près le double de celui de cette pesanteur du vinaigre de bois pur. Ainsi la force du vinaigre de 1,009 devient de 1,018 dans l'acétate liquide. Mais le vinaigre de fermentation = 1,014 deviendra seulement = 1,023 dans l'acétate; il en faut soustraire 0,005 pour le mucilage ou la partie extractive: le surplus se rapportera à la densité de l'acétate provenant du bois. On fait usage, pour prendre les pesanteurs spécifiques, d'un hydromètre de verre de la construction de Fahrenheit. Cet instrument consiste dans un globe d'environ trois pouces de diamètre ayant une petite boule de lest tirée au-dessous, et dans une tige au-dessus du globe d'environ trois pouces de long, contenant une bande de papier sur le milieu de laquelle est tracée une ligne transversale. Cette tige est surmontée d'une petite coupe pour recevoir les poids. Les expériences d'après lesquelles cet instrument, appelé *acétomètre*, est construit, sont exposées avec détail, dans le sixième vo-

lume *of the Journal of Science*. Elles ne diffèrent pas essentiellement de celles de M. Mollerat. M. Fahrenheit a déterminé les différens points suivans : l'acide de 1,063 de pésanteur spécifique, exige pour sa saturation deux fois et demie son poids de sous-carbonate de soude, d'où M. Thénard le juge être un composé, sur 100 parties, de 11 d'eau et 89 d'acide réel. Cet acide étant combiné avec l'eau, dans la proportion de 100 à 112,2 sa densité ne change pas; mais alors il reste liquide à plusieurs degrés au-dessous du terme de la congélation de l'eau. En l'étendant d'une quantité d'eau plus petite, sa pesanteur spécifique augmente, circonstance parculière à cet acide : il est à 1,079 ou à son maximum de pesanteur spécifique, lorsque l'eau forme un tiers du poids de l'acide.

MM. Taylor ont donné comme la base de leur acétomètre, les degrés de force d'un acide de preuve, appelé par le manufacturier le numéro 24.

Pésanteurs spécifiques.	Acide réel, en 100 parties.
1,0085.	5
1,0170.	10
1,0257.	15
1,0320.	20
1,0470.	30
1,0580.	40

On peut aussi préparer un acide acétique d'une force très-considérable, en saturant, avec du vinaigre ordinaire, du charbon de bois parfaitement desséché, et en distillant ensuite. L'eau passe aisément et elle est séparée d'abord; mais il faut une chaleur plus forte pour chasser l'acide. Un autre moyen encore consiste à exposer du vinaigre à un air très-froid, ou à des mélanges frigorifiques : alors son eau se sépare à l'état de glace, dont les interstices sont occupés par un acide acétique fort, qu'on peut se procurer en le faisant écouler. L'acide acétique ou

vinaigre radical des pharmaciens, dans lequel ils font dissoudre un peu de camphre, ou d'huile essentielle aromatique, a une pesanteur spécifique d'environ 1,070. Il contient pleinement une partie d'eau sur deux parties de l'acide cristallisé. Le sel d'odeur piquante consiste dans du sulfate de potasse imbibé de cet acide. L'acide acétique agit sur l'étain, le fer, le zinc, le cuivre et le nickel; et il se combine aisément avec les oxides de beaucoup d'autres métaux, en mêlant une dissolution de leur sulfate avec celle d'un acétate de plomb.

L'acide acétique, tel qu'il existe dans les acétates de baryte et de plomb, a été analysé par MM. Gay-Lussac et Thénard, et aussi par M. Berzelius.

M. Gay-Lussac le trouva composé de 50,224 carbone, 5,629 hydrogène et 44,147 oxigène; ou, en d'autres termes, 50,224 carbone, 46,911 eau, ou ses élémens, et 2,863 oxigène en excès.

M. Berzelius eut pour résultats de son analyse, sur 100 parties d'acide acétique, 46,83 carbone, 6,35 hydrogène et 46,82 oxigène. En saturant avec l'acide acétique, des poids connus de bases, et en recherchant les quantités d'acétate obtenues, après évaporation conduite avec ménagement à siccité, M. Berzelius eut, avec la chaux, le nombre équivalent de l'acide acétique, 6,5, et avec l'oxide jaune de plomb, 6,432. Des recherches récentes, dont il sera présenté un exposé détaillé, me portent à déterminer le nombre équivalent pour l'acide acétique, à 6,63. Cet acide semblerait consister, suivant l'analyse de M. Berzelius, savoir:

En 3 atômes hydrogène.	3,75	6,2
4 *idem*, carbone. . .	30,»	46,9
3 *idem*. oxigène. . .	30,»	46,9
	63,75	100,0

Il est probable que la quantité d'hydrogène est évaluée beaucoup trop bas.

L'acide acétique dissout les résines, les gommes résines, le camphre et les huiles essentielles. On recommande en médecine, comme moyen de soulagement, de respirer l'odeur de cet acide dans les cas de migraines nerveuses, de défaillance, et de mal-aise qu'on éprouve dans des rassemblemens nombreux. On a reconnu qu'étant appliqué légèrement étendu, il arrêtait le saignement de nez. On a peu de confiance aujourd'hui dans sa propriété de préserver de la contagion. On fait usage en grandes quantités de cet acide pour l'impression en calicot. On a recommandé l'emploi de l'acide pyroligneux modérément rectifié, pour conserver la viande; mais le goût d'empyreume, qu'il communique aux corps qu'on y trempe, ne se perd pas entièrement par leur ébullition subséquente dans l'eau.

L'acide acétique et le vinaigre ordinaire sont quelquefois frauduleusement mêlés avec de l'acide sulfurique pour leur donner de la force. On peut découvrir cette fraude en ajoutant au vinaigre un peu de craie; s'il est pur, la base calcaire forme une dissolution limpide; mais s'il est accompagné d'acide sulfurique, il se produit du sulfate de chaux insoluble. Le muriate de baryte est encore, à cet effet, un réactif plus sûr. On découvre la présence du cuivre dans des vinaigres, en les sursaturant d'ammoniaque, ce qui y produit une couleur bleue; celle du plomb s'y reconnaît au moyen du sulfate de soude, des hydrosulfures, de l'hydrogène sulfuré et de l'acide gallique. Aucune de ces substances ne produirait de changement sur du vinaigre naturel.

ACIDE OXI-ACÉTIQUE. L'acide acétique dissout le deutoxide de barium, sans effervescence; en précipitant alors la baryte par l'acide sulfurique, il reste un acide oxigéné qui, étant saturé avec de la potasse et chauffé, laisse échapper une grande quantité de gaz oxigène. Il se dégage en-même-temps une quantité notable de gaz acide carbonique; on

en peut conclure que l'oxigène, aidé de la chaleur, s'unit en partie au carbone, et également, sans doute, avec l'hydrogène de l'acide; c'est, dans le fait, un deutoxide d'hydrogène acétique.

On appèle acétates les sels qui consistent dans l'union, en proportions définies de bases avec l'acide acétique. Les caractères distinctifs de ces sels, sont l'odeur piquante de vinaigre qu'ils exhalent lorsqu'on verse dessus de l'acide sulfurique, et la facilité avec laquelle ils fournissent, par distillation à une chaleur modérément rouge, un liquide très-léger, odorant, combustible, appelé esprit pyro-acétate. Tous ces sels sont solubles dans l'eau, et tellement, pour un grand nombre d'entre eux, qu'ils ne sont pas susceptibles de cristalliser. Il a été formé environ 30 acétates différens, dont quelques-uns seulement ont été appliqués aux usages domestiques.

L'acide acétique s'unit avec tous les alcalis et la plupart des terres. Il forme ainsi des composés, dont quelques-uns cristallisent; et d'autres, n'ont pu être amenés à prendre une figure régulière. Ces composés se distinguent par leur grande solubilité, leur décomposition par le feu qui les carbonise, l'altération spontanée de leur dissolution, et en ce qu'ils sont décomposés par un grand nombre d'acides qui en chassent l'acide acétique à l'état de concentration.

L'acide acétique s'unit aussi avec la plupart des oxides métalliques. Avec la baryte, la masse saline, formée par l'acide acétique, ne cristallise pas; mais évaporée à siccité, elle est déliquescente à l'air. Cette masse n'est pas décomposée par l'acide d'arsenic. Cependant, par une évaporation spontanée, elle cristallisera en belles aiguilles prismatiques transparentes, d'une saveur acide avec amertume, qui ne sont point déliquescentes à l'air, mais qui plutôt s'y effleurissent.

Par son union avec la potasse, l'acide acétique forme un sel déliquescent, pouvant à peine cristalliser, connu autrefois sous les dénominations de terre foliée de tartre et de tartre régénéré. La dissolution de ce sel, même dans des vaisseaux

exactement fermés, éprouve une décomposition spontanée; elle dépose un sédiment épais, muqueux, floconneux, d'abord d'une couleur grise, qui à la longue passe au noir; jusqu'à ce qu'au bout de quelques mois, il ne reste plus dans la liqueur, que du carbonate de potasse rendu impur par un peu d'huile carbonacée.

L'union de l'acide acétique avec la soude, produit un sel qui cristallise et n'est point déliquescent à l'air. Ce sel a été très-improprement appelé terre foliée minérale; c'est, dans la nouvelle nomenclature, l'acétate de soude.

Le sel, qui résulte de la dissolution de la craie ou autre terre calcaire dans du vinaigre distillé, autrefois appelé sel crayeux, ou sel ammoniac végétal fixé, et par Bergman, chaux acétatée, a une saveur âcre et amère. Il se présente sous la forme de cristaux qui ressemblent à des épis de blé. Ces cristaux, exposés à l'air, y restent secs, à moins que l'acide ne soit en excès; et dans ce cas, ils sont déliquescens. Par la distillation sans addition, l'acide est séparé de la terre sous la forme d'une vapeur blanche, acide et inflammable, ayant l'odeur d'éther acétique, un peu empyreumatique, et qui se condense en un liquide d'un brun rougeâtre. Cette liqueur, rectifiée, est très-volatile et inflammable; par une addition d'eau, elle prend une apparence laiteuse, des gouttes d'huile semblent nager sur sa surface, et ensuite de l'huile épaisse. Lorsqu'on mêle ce sel terreux avec une dissolution de sulfate de soude, il reste dans la cornue, par la rectification, une liqueur d'un brun rougeâtre, et il se précipite, avec l'acide sulfurique, une terre calcaire noire. L'acide acétique, en s'unissant avec la soude, donne naissance à un sel cristallisable, dont, par calcination au blanc, on peut obtenir la soude : cet acétate calcaire n'est pas soluble dans l'alcool.

On connaît peu l'acétate de strontiane; mais on sait qu'il est d'une saveur sucrée, très-soluble, et se décomposant facilement par une forte chaleur.

Le sel, formé par l'union du vinaigre avec l'ammoniaque, appelé esprit de Mendererus, sel ammoniac liquide, sel ammoniac acéteux, et par Bergman, alcali volatil acétaté, est généralement à l'état liquide; on le considère communément comme n'étant pas cristallisable, parce que, à la distillation, il passe en totalité dans le récipient. On peut cependant, en évaporant cette liqueur en consistance de sirop, l'amener à prendre la forme de petits cristaux aciculaires.

Westendorf, en ajoutant son vinaigre concentré à du carbonate d'ammoniaque, obtint un liquide transparent qui ne cristallisait pas, et qui, à la distillation, s'échappait en entier de la cornue, n'y laissant qu'une tache blanche. On apercevoit, dans le récipient, au-dessous du liquide clair, une masse saline transparente, qui, après avoir été séparée du liquide et exposée à une douce chaleur, se fondait avec développement, en abondance, de vapeurs blanches qui, en peu de minutes, se condensèrent en cristaux ressemblans à ceux de nitre. Ces cristaux n'éprouvaient aucun changement à froid; mais, chauffés à la température de 49 degrés centigrades, ils fondaient, et à celle de 121 degrés, ils s'évaporaient. Leur saveur est acerbe d'abord, et ensuite sucrée, et leurs propriétés sont, en général, celles de sels neutres.

L'acide acétique s'unit à la magnésie; et dans son état de saturation parfaite de cette terre, il forme une masse saline visqueuse, qui ressemble à une dissolution de gomme arabique, ne cristallise point et reste déliquescente. La saveur de cette masse saline est douceâtre d'abord, et ensuite amère; elle ne se dissout pas dans l'alcool: on peut en séparer l'acide par distillation sans addition.

L'acide acétique dissout aisément la glucine; cette dissolution, ainsi que l'annonce M. Vauquelin, ne cristallise pas; mais on la réduit, par l'évaporation, en une substance gommeuse, qui se dessèche lentement et devient cassante, en conservant pendant long-temps une sorte de ductilité. Cette substance a une saveur sucrée, et assez fortement astrin-

gente, dans laquelle cependant on distingue celle de vinaigre.

L'yttrla se dissout aisément dans l'acide acétique, et la dissolution fournit par l'évaporation des cristaux d'acétate d'yttria. Ces cristaux affectent ordinairement la forme de lames hexaèdres épaisses, et ils ne s'altèrent point à l'air.

L'alumine, obtenue en faisant bouillir de l'alun avec un alcali et qu'on édulcore ensuite en la faisant digérer dans une lessive alcaline, est très-peu soluble dans le vinaigre distillé. Il s'y dissout une quantité considérable de la terre d'alun précipitée par un alcali et édulcorée par de l'eau chaude, à la manière de Margraaf; et l'on obtient alors une masse saline blanchâtre, qui n'est pas susceptible de cristalliser. On peut retirer de cette masse, par distillation, un acide acétique concentré. On se procure aussi cet acide, en ajoutant peu-à-peu, à une dissolution bouillante d'alun dans l'eau, une dissolution d'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Si, après que le sulfate de plomb s'est déposé, on évapore la liqueur surnageante, elle donne de petits cristaux en aiguilles, ayant une saveur fortement stiptique et acéteuse. Ce sel est d'un grand emploi dans la teinture et pour l'impression en calicot (*Voyez* Alumine.)

En versant de l'acide acétique sur de la zircone récemment précipitée, on peut former un acétate de zircone, d'une saveur astringente, et qui ne cristallise pas. Mais par l'évaporation à siccité, il se forme une poudre, qui n'attire pas l'humidité de l'air. L'acétate de zircone est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; et il n'est pas aussi facilement décomposé par la chaleur, que le nitrate de cette même base.

L'acide acétique n'a aucune action sur la terre siliceuse; car, les cristaux aciculaires observés par Durande dans un mélange de vinaigre avec la terre précipitée d'une liqueur de caillou, ne prouve point, ainsi que le remarque Léonhardi, la solubilité de la terre siliceuse.

L'acide acétique ne produit aucun effet sur les huiles grasses,

si ce n'est, qu'en les distillant avec cet acide, il se produit, suivant l'abbé Rozier, une sorte de mélange. Le vinaigre distillé n'agit pas non plus sur les huiles essentielles. Mais l'acide concentré de Westendorf dissolvait environ six parties d'huile de romarin, ou la moitié de son poids de camphre; cette dernière dissolution était inflammable, et le camphre en était précipité par une addition d'eau.

Le vinaigre dissout, au moyen de la digestion, les gommes et les gommes résines. Boërhaave observe, qu'en faisant digérer pendant long-temps du vinaigre sur de la chair, des cartilages, des os et des ligamens d'animaux, il les dissout.

ACIDE AMNIOTIQUE. En évaporant des trois quarts la liqueur de l'amnios de la vache, MM. Vauquelin et Buniva ont observé qu'il s'y formait des cristaux par le refroidissement de la liqueur. Ces cristaux étaient impurs, à raison d'une portion de matière extractive qu'ils avaient retenue; mais il suffisait de les laver avec une très-petite quantité d'eau pour les en débarrasser. Ces cristaux sont blancs et brillans. Leur saveur est légèrement acide; ils rougissent le papier de tournesol et sont un peu plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide; ils se dissolvent aussi dans l'alcool. Ces cristaux, mis sur des charbons ardens, se boursoufflent, noircissent, donnent de l'ammoniaque et de l'acide prussique, et il reste un charbon volumineux. Avec les alcalis, l'acide amniotique forme des sels très-solubles, mais il ne peut décomposer le carbonate qu'à l'aide de la chaleur; il ne précipite pas les sels terreux, non plus que les nitrates de mercure, de plomb, ou d'argent. Les acides le précipitent, de ses combinaisons avec les alcalis, en une poudre blanche alcaline. On ne sait pas si cet acide existe dans la liqueur de l'amnios d'aucun autre animal *.

* M. Lassaigne a reconnu dernièrement que l'acide appelé amniotique n'existe pas, ainsi qu'on l'avait cru jusqu'à présent, dans l'eau de l'amnios, mais bien dans celle de l'allantoïde. (*Note du Traducteur*).

ACIDE ARSÉNIQUE. Les anciens chimistes se trouvèrent embarrassés pour déterminer la nature du sublimé blanc qui se forme dans le grillage de la mine de cobalt et autres mines métalliques, sublimé connu dans le commerce sous le nom d'arsenic. Sa solubilité dans l'eau, la faculté qu'il a de se combiner avec les métaux dans leur état simple, ainsi que d'autres propriétés, en apparence hétérogènes; toutes ces circonstances rendaient difficile de déterminer si ce sublimé devait être classé parmi les métaux ou parmi les sels. Des découvertes subséquentes ont fait connaître le rapport qu'il a avec les uns et les autres de ces corps. Traité avec une matière combustible en vaisseaux clos, il se sublime sous forme métallique (*Voyez* ARSENIC). La combustion, ou tout autre procédé analogue, le convertit en un oxide; et lorsque la combustion est poussée encore plus loin, la base arsenicale se trouve elle-même convertie en un acide.

C'est à l'illustre Schéele qu'est due la découverte de l'acide arsenique, quoique Macquer en eût auparavant fait connaître les combinaisons; on peut l'obtenir de diverses manières. Si l'on verse six parties d'acide nitrique sur une partie d'acide arsénieux concret, ou de l'arsenic blanc du commerce, dans l'appareil pneumato-chimique, et qu'on applique la chaleur, il y aura dégagement de gaz nitreux et il restera dans la cornue une substance blanche concrète, différant dans ses propriétés de l'acide arsenieux. Cette substance est l'acide arsenique. On peut également se procurer cet acide au moyen du chlore liquide, ou en chauffant de l'acide nitrique concentré avec deux fois son poids d'une dissolution de l'acide arsenieux dans l'acide muriatique. Il faudra exposer pendant quelques minutes, l'acide concret à l'action d'une chaleur rouge intense. Dans l'un et l'autre de ces procédés, on obtient un acide qui ne cristallise pas, mais qui attire l'humidité de l'air, d'une saveur acerbe caustique, rougissant les couleurs bleues végétales, fixe au feu, et d'une pesanteur spécifique de 3,391.

L'acide arsenique chauffé au rouge dans une cornue de verre, se fond et devient transparent; mais il prend, en refroidissant, une nuance laiteuse. Si l'on augmente assez la chaleur pour que la cornue commence à entrer en fusion, l'acide bout et se sublime au col de ce vaisseau. Si, au-lieu d'une cornue de verre, on se sert d'un creuset couvert, et qu'on applique une chaleur violente, l'acide bout fortement, et après un quart-d'heure, il commence à émettre des fumées. En les recevant dans une cloche de verre, on reconnaît que c'est de l'acide arsenieux, et l'on trouvera que les parois du creuset sont revêtues d'une petite quantité d'un verre transparent, difficile à fondre; c'est de l'arséniate d'alumine.

Les substances combustibles décomposent l'acide arsenique. Si l'on introduit dans une cornue de verre lutée, un mélange de deux parties d'acide arsenique avec une partie de charbon, et qu'après avoir adapté un récipient à la cornue, on la chauffe par degrés dans un fourneau à réverbère, jusqu'à en rougir le fond, la masse s'enflammera avec violence, et l'acide réduit s'élèvera au col de la cornue, à l'état métallique, mêlé d'un peu d'oxide et de poussière de charbon. On trouvera dans le récipient quelques gouttes d'eau dépouillée de toute acidité.

Avec le soufre, les phénomènes sont différens. Si l'on met à digérer ensemble six parties d'acide arsenique et une partie de soufre en poudre, il ne se produira aucun changement. Mais en évaporant à siccité, et en distillant dans une cornue de verre munie d'un récipient, il y aura combinaison violente dès que le mélange aura été chauffé au point de fondre le soufre : presque toute la masse s'élève à-la-fois, formant un sublimé rouge, et il passe de l'acide sulfureux dans le récipient.

Si, après avoir étendu d'une petite quantité d'eau de l'acide arsenique pur, on reçoit dans cette dissolution transparente du gaz hydrogène dégagé par l'action de l'acide sulfurique sur le fer, la liqueur deviendra trouble, et il se formera un précipité noirâtre, qui, étant bien lavé avec de l'eau

distillée, présente tous les phénomènes d'arsenic. Quelquefois aussi on obtient, en opérant ainsi, un oxide d'un gris noirâtre. Si au-lieu du gaz hydrogène simple c'est de gaz hydrogène sulfuré qu'on fait emploi, le résultat est de l'eau et un sulfure d'arsenic.

Avec le phosphore, c'est de l'acide phosphorique qu'on obtient, et du phosphure d'arsenic qui se sublime.

L'acide arsenique est beaucoup plus soluble que l'acide arsenieux; il n'exige, suivant M. Bouillon-la-Grange, que deux parties d'eau. On ne peut parvenir, par aucun moyen, à le faire cristalliser; mais, par l'évaporation, il prend la consistance d'un miel épais.

Aucun acide n'a d'action sur l'acide arsenique; si quelques-uns d'eux le dissolvent au moyen de l'eau qui les rend liquides, ils ne l'altèrent point. Les acides borique et phosphorique sont vitrifiables avec l'acide arsenique, à l'aide de la chaleur, mais sans qu'il en résulte aucune altération dans la nature de chacun d'eux. Si l'on tient pendant quelque temps de l'acide phosphoreux chauffé sur de l'acide arsenique, l'acide phosphoreux se sature d'oxigène, et devient acide phosphorique.

L'acide arsenique se combine avec les bases alcalines et terreuses, et forme ainsi des sels très-différens de ceux auxquels l'acide arsenieux donne naissance.

Tous ces arséniates sont décomposables par le charbon, qui en sépare l'arsénic au moyen de la chaleur.

M. Berzelius infère d'expériences faites par lui avec soin sur les arséniates de plomb et de baryte, que le nombre équivalent pour l'acide arsenique est 7,25, l'oxigène étant = 1. Mais le docteur Thomson pense, d'après ses expériences sur les arséniates de potasse et de soude, qu'on doit adopter de préférence le double de ce nombre, ou, 14,5. *Ann. of phil.* vol. XV.

Dans cette dernière supposition, les sels insolubles qui ont servi aux expériences de M. Berzelius, consisteront dans deux

atômes de base et un atôme d'acide; et l'acide lui-même sera un composé de 5 atômes oxigène $= 5, + 9,5$ de la base métallique $= 14,5$; car des expériences directes ont fait voir qu'il consiste dans 100 métal, et de 52 à 53 oxigène; mais 152,5 : 100 :: 14,5 : 9,5 à-peu-près.

Tous les arséniates, à l'exception de ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau; mais tous aussi, hormis celui de bismuth, et un ou deux autres encore, se dissolvent très-aisément dans un excès d'acide arsenique. Il s'ensuit que, lorsque de la baryte ou de l'oxide de plomb a été précipité par cet acide, le précipité est redissous par une addition de l'acide. Cet effet sert utilement à faire reconnaître l'acide arsenique, lorsqu'il se trouve réuni à celui de sa réduction à l'état métallique par le charbon, et à ses autres caractères déjà indiqués. L'acide sulfurique décompose les arséniates à une température peu élevée; mais les sulfates qui en résultent, sont décomposés par l'acide arsenique, à une température portée au rouge, ce qui est dû à sa plus grande fixité. Les acides phosphorique, nitrique, muriatique et fluorique, dissolvent, et probablement convertissent en sous-sels tous les arséniates; ils émettent tous, et l'acide arsenique lui-même, lorsqu'il est décomposé à une chaleur rouge par le charbon, l'odeur caractéristique d'ail de la vapeur métallique. Le nitrate d'argent donne, avec l'acide arsenique, un précipité pulvérulent de couleur de brique, ou, suivant le docteur Thomson, rouge de chair. L'acide ne trouble point, par lui-même, la transparence d'une dissolution de sulfate de cuivre; mais un arséniate neutre la précipite en un vert bleuâtre; avec le sulfate de cobalt, le précipité est d'un rouge sale, et vert pomme avec le sulfate de nickel. Ces précipités se redissolvent en ajoutant une petite quantité de l'acide qui les tenait préalablement en dissolution. M. Orfila a fait observer que l'acide arsenique donne, avec l'acétate de cuivre, un précipité d'un blanc bleuâtre, mais que cet acide n'exerce aucune action sur le muriate ou l'acé-

tate de cobalt; et, qu'avec l'ammonio-muriate, il produit un précipité coloré en rose. L'acide arsenique doit être considéré comme un poison plus violent même que l'acide arsenieux. Suivant M. Brodie, il est absorbé et cause la mort en agissant sur le cerveau et sur le cœur.

L'arséniate de baryte est insoluble, ne cristallise pas, se dissout dans un excès de son acide, et est décomposé par l'acide sulfurique, qui en précipite du sulfate de baryte. On ne connaît rien de ce qui concerne l'arséniate de strontiane; mais il n'est pas douteux qu'il ressemble à celui de baryte.

Avec l'eau de chaux, l'acide arsenique forme un précipité d'arséniate de chaux insoluble, mais se dissolvant dans un excès de sa base ou de son acide. L'arséniate acidule de chaux fournit, par l'évaporation, de petits cristaux décomposables par l'acide sulfurique. On peut produire le même sel, en ajoutant du carbonate de chaux à une dissolution d'acide arsenique. Cet acide ne décompose pas le nitrate ou le muriate de chaux, mais les arséniates alcalins saturés les décomposent, par affinité double, en précipitant l'arséniate calcaire insoluble.

En saturant l'acide arsenique avec de la magnésie, il se forme, lorsqu'on approche du terme de la saturation, une substance épaisse; cet arséniate de magnésie se dissout dans un excès d'acide, et, par l'évaporation, il se prend en gelée sans cristalliser. L'acide arsenique ne décompose ni le sulfate, ni les nitrate ou muriate de magnésie, quoique ces sels le soient par les arséniates alcalins saturés.

L'acide arsenique, saturé avec la potasse, ne cristallise pas aisément. Cet arséniate, évaporé à siccité, n'attire pas l'humidité de l'air; il fait tourner au vert le sirop de violettes, et n'altère point la teinture de tournesol. Il se fond en un verre blanc; et, par une forte chaleur, il est converti en un acidule, une partie de l'alcali lui étant enlevée par la silice et l'alumine du creuset. Exposé à l'action d'une chaleur rouge avec du charbon, en vaisseaux clos, il se boursouffle considérablement,

et l'arsenic est sublimé. Il est décomposé par l'acide sulfurique; mais, par la voie humide, la décomposition ne se manifeste pas, l'acide arseniquc restant en dissolution. Cependant, par l'évaporation, on obtient cet acide et du sulfate de potasse.

Si l'on ajoute de l'acide arsenique à de l'arséniate de potasse, jusqu'à ce qu'il cesse de produire aucun effet sur le sirop de violettes, il fera virer au rouge la teinture de tournesol. Dans cet état, il fournit des cristaux très-réguliers et très-transparens, sous forme de prismes quadrangulaires, terminés par deux pyramides tétraèdres, dont les angles correspondent à ceux des prismes : ces cristaux sont le sel arsenical neutre de Macquer. Comme ce sel diffère de l'arséniate de potasse, en ce qu'il cristallise, qu'il rougit la teinture de tournesol, qu'il ne décompose pas, ainsi que lui, les sels calcaires et magnésiens, et qu'il peut absorber une portion additionnelle de potasse, de manière à devenir neutre, il devrait être distingué de l'arséniate de potasse, par la dénomination d'arséniate acidule de potasse.

Avec la sonde, en quantité suffisante pour saturer l'acide arsenique, il y a, comme avec la potasse, formation d'un sel cristallisable. Ses cristaux sont, suivant Pelletier, des prismes hexaèdres terminés par des plans perpendiculaires à leurs axes. Cependant, quoique cet arséniate de soude diffère complètement, sous ce rapport, de celui de potasse, et aussi en ce que, par une portion additionnelle d'acide arsenique, il devient déliquescent au-lieu de cristallisable, il ressemble néanmoins à l'arséniate de potasse, comme étant, ainsi que lui, décomposable par le charbon, par les acides et par les terres.

Dans son état de combinaison avec l'ammoniaque, l'acide arsenique forme un sel dont les cristaux, de figures rhomboïdales, sont analogues à ceux du nitrate de soude. L'arséniate d'ammoniaque, qui se produit également dans la décomposition du nitrate d'ammoniaque par l'acide arsenieux,

peut être décomposé de deux manières, par l'action de la chaleur. Si on le chauffe doucement, l'ammoniaque se dégage, et l'acide arsenique reste pur. Si on l'expose à une chaleur violente et rapide, une portion de l'ammoniaque et une portion de l'acide, se décomposent réciproquement l'une et l'autre; il y a formation d'eau, dégagement de gaz azote, et l'acide arsenique se sublime sous forme métallique brillante. La magnésie décompose, en partie, l'arséniate d'ammoniaque, et forme avec lui, en partie, un sel triple.

L'acide arsenique, saturé d'alumine, produit une dissolution épaisse, qui, évaporée à siccité, donne un sel insoluble dans l'eau, et décomposable par les acides sulfurique, nitrique et muriatique, de même que par toutes les autres bases terreuses et alcalines. L'acide arsenique dissout aisément l'alumine des creusets, dans lesquels on le met à l'état de fusion; et, dans cet état, il attaque aussi la silice, sur laquelle il n'exerce aucune action par voie humide.

On ne connaît rien de la combinaison de l'acide arsenique avec la zircone. A l'aide d'une forte chaleur, l'acide arsenique décompose, ainsi que Fourcroy l'assure, les sulfates alcalins et terreux, même celui de baryte; l'acide sulfurique s'exhale en vapeur, et laisse l'arséniate dans la cornue. L'acide arsenique agit de la même manière sur les nitrates, dont il sépare l'acide nitrique à l'état de pureté; il décompose aussi les muriates à une haute température; l'acide muriatique, mis en liberté, s'exhale sous la forme de gaz, et l'acide arsenique se combine avec les bases de ces muriates qu'il sature : effet que ne pourrait pas produire l'acide arsenieux, à raison de ce qu'il est trop volatil.

L'acide arsenique décompose également les fluates, et plus facilement encore les carbonates, avec lesquels il donne lieu à une vive effervescence. Cependant, suivant M. Bouillon-Lagrange, l'acide arsenique n'a aucune action quelconque sur les sels neutres, autres que les sulfates de potasse et de soude, le nitrate de potasse, et les muriates de soude et

d'ammoniaque; et son action sur ces sels, a besoin de l'assistance de a lchaleur. L'acide arsenique n'agit point sur les phosphates; mais il précipite, à chaud, l'acide borique de ses dissolutions.

L'acide arsenique n'attaque l'or et le platine, de même que le mercure et l'argent, qu'à l'aide d'une forte chaleur; mais il oxide le cuivre, le fer, le plomb, l'étain, le zinc, le bismuth, l'antimoine, le cobalt, le nickel, le manganèse et l'arsenic.

L'acide arsenique n'est point employé dans les arts, quoiqu'il fasse indirectement partie de quelques compositions dont on fait usage dans la teinture; il est un des acides minéralisateurs, combinés par la nature, avec quelques-uns des oxides métalliques.

ACIDE ARSENIEUX. Fourcroy fut le premier chimiste qui distingua, par ce nom, l'arsenic blanc du commerce, que Schéele avait prouvé être un composé de l'arsenic métallique avec l'oxigène, et qui reçut, en conséquence, dans la nouvelle nomenclature chimique, la dénomination d'oxide d'arsenic. Cependant, comme il manifeste sensiblement, quoique dans un faible degré, les propriétés d'un acide, il y a lieu à observation contre cette désignation; car beaucoup d'oxides et d'acides se ressemblent en cela, qu'ils consistent, les uns et les autres, dans une base unie avec l'oxigène, et qu'ils ne diffèrent autrement, entre eux, que parce qu'on nomme *acide* le composé dans lequel les propriétés acides sont manifestes, et *oxide*, celui qui ne présente pas ces propriétés d'une manière apparente.

L'acide arsenieux, qui est un poison des plus violens qu'on connaisse, se rencontre fréquemment dans la nature, si même il ne s'y trouve pas en abondance. On l'obtient par le grillage de plusieurs mines, particulièrement de celles de cobalt. Dans les cheminées des fourneaux où cette opération se fait, il se condense généralement en masses épaisses demi-

transparentes, quoiqu'on l'y trouve quelquefois sous la forme d'une poudre ou de petites aiguilles : état dans lequel on donnait autrefois à cette sublimation le nom de fleurs d'arsenic.

L'acide arsenieux rougit les couleurs bleues végétales les plus délicates, quoiqu'il fasse tourner au vert le sirop de violettes. Par son exposition à l'air, il devient opaque, et se recouvre d'une légère efflorescence. Mis sur des charbons ardens, il se réduit en fumées blanches, avec une forte odeur d'ail; chauffé en vaisseaux clos, il se volatilise, et, si la chaleur est assez forte, il se vitrifie; le résultat de cette vitrification est un verre transparent susceptible de cristalliser en tétraèdres, dont les angles sont tronqués. Cet acide est aisément altéré par l'hydrogène et le carbone, qui lui enlèvent, à une chaleur rouge, son oxigène, en réduisant le métal. Avec l'hydrogène, cet oxigène forme de l'eau, et avec le carbone, de l'acide carbonique. Il en est de même de l'action sur cet acide, du phosphore et du soufre; ces corps sont convertis par son oxigène, en partie en acides, et en partie en phosphure, ou sulfure arsenical, par l'arsenic réduit à l'état métallique. C'est ainsi que Margraaf et Pelletier, qui ont particulièrement examiné les phosphures de métaux, annoncent être parvenus à en former un avec l'acide arsenieux. La pesanteur spécifique de cet acide est de 3,7.

L'acide arsenieux exige, pour se dissoudre dans l'eau, quatre-vingt fois son poids de ce liquide à froid, et treize fois seulement lorsqu'il est bouillant. La dissolution cristallise, et l'acide affecte ainsi la forme de tétraèdres, suivant Fourcroy; mais M. Bouillon-Lagrange donne à ces cristaux la figure d'octaèdres, qui varient souvent par différentes lois de décroissement. Il cristallise beaucoup mieux par évaporation lente, que par simple refroidissement. La dissolution est très-âcre, elle bleuit les couleurs, s'unit avec les bases terreuses, et décompose les sulfures alcalins. L'acide arsenieux est soluble aussi dans les huiles, les esprits et l'alcool : ce dernier liquide s'en charge dans la proportion de 1 à 2 pour 100. L'acide

est composé de 9,5 de métal + 3 oxigène; et, par conséquent, son nombre équivalent est de 12,5. Le docteur Wollaston observa le premier, qu'en chauffant, dans un tube de verre, un mélange d'acide arsenieux et de chaux vive, à une certaine température, l'ignition se propage soudainement à travers la masse, et il se sublime de l'arsenic métallique; et, comme on trouve de l'arséniate de chaux au fond du tube, il y a lieu d'en conclure qu'une portion de l'acide arsenieux a été dépouillée de son oxigène, et que cet oxigène a servi à compléter l'acidification de l'autre portion de l'acide.

Il est même quelques métaux qui agissent sur la dissolution de l'acide arsenieux, avec tendance à le décomposer, de manière à produire un précipité noirâtre, dans lequel l'arsenic est très-légèrement oxidé.

L'action des autres acides, sur l'acide arsenieux, diffère beaucoup de celle qu'ils exercent sur l'arsenic métallique. L'acide sulfurique bouillant dissout une petite portion de l'acide arsenieux, qui se précipite à mesure que la dissolution refroidit. L'acide nitrique ne dissout pas l'acide arsenieux; mais, à l'aide de la chaleur, il le convertit en acide arsenique. Les acides phophorique et carbonique n'attaquent point l'acide arsenieux; cependant cet acide entre en combinaison vitreuse avec les acides phosphorique et borique. L'acide muriatique, aidé de la chaleur, dissout l'acide arsenieux, avec lequel il forme un composé volatil que l'eau précipite; et le chlore liquide acidifie complètement l'acide arsenieux, de manière à le transformer en acide arsenique.

L'acide arsenieux se combine avec les bases terreuses et alcalines. Les arséniates terreux étant peu solubles, il en résulte que les dissolutions de baryte, de strontiane et de chaux produisent des précipités dans celles de l'acide arsenieux.

L'acide arsenieux entre, avec les terres, dans une autre sorte de combinaison, celle formée par vitrification. Quoi-

qu'une partie de cet acide volatil se sublime avant que le verre entre en fusion, il en reste une portion fixée dans la substance vitrifiée, à laquelle il donne une transparence, une densité homogène, et une très-grande pesanteur spécifique. Les verres arsenicaux paraissent consister dans une espèce de sel triple, puisque le sel et les alcalis entrent en combinaison intime au moment de la fusion, et restent, après, parfaitement mêlés : tous ces verres ont l'inconvénient de se ternir par leur exposition à l'air.

Avec les alcalis fixes, l'acide arsenieux forme des arséniates denses qui ne cristallisent pas. Ces arséniates sont décomposés par la chaleur, qui détermine la volatilisation de l'acide arsenieux; et tous les autres acides en précipitent celui-ci, sous forme pulvérulente. On avait autrefois donné à ces composés salins le nom de foies, parce qu'on leur supposait de l'analogie avec les combinaisons du soufre et des alcalis.

Avec l'ammoniaque, l'acide arsenieux forme un sel susceptible de cristallisation. En chauffant un peu ce sel, l'ammoniaque est décomposée, l'azote se dégage, tandis que l'hydrogène, s'unissant avec une partie de l'oxigène de l'acide, forme de l'eau. Les arséniates terreux et alcalins n'ont pas été beaucoup examinés : ce qu'on en connaît est suffisant pour les faire distinguer des arséniates.

Les nitrates agissent, d'une manière remarquable, sur l'acide arsenieux. En traitant ensemble les nitrates et l'acide arsenieux, l'acide nitreux, ou vapeur nitreuse, se dégage dans un état qui le rend très-difficile à être recueilli, ainsi que Kunckel l'observa il y a long-temps; une partie de son oxigène est absorbée par l'acide arsenieux, ce qui le convertit ainsi en acide arsenique, et il reste un arséniate dans la cornue. Les mêmes phénomènes ont lieu lorsqu'on fait détoner des nitrates avec l'acide arsenieux; car il est encore suffisamment combustible pour produire une détonation, sans étincelles visibles, à-la-vérité, mais avec inflammation et effer-

vescence; et il reste, au fond du creuset, un véritable arséniate. C'était le moyen auquel les chimistes avaient autrefois recours, pour préparer leur arsenic fixé, qui était l'arséniate acidule de potasse. Le nitrate d'ammoniaque présente des phénomènes différens dans sa décomposition par l'acide arsenieux, et cette opération exige de très-grandes précautions. Pelletier ayant mêlé, à parties égales, du nitrate d'ammoniaque et de l'acide arsenieux, il introduisit le mélange dans une grande cornue de verre lutée, placée dans un fourneau à réverbère, en adaptant à cette cornue un ballon pour récipient. Il commença à chauffer très-doucement; car la décomposition est si rapide et la vapeur nitreuse se dégage avec une telle force, qu'une portion de l'acide arsenieux est entraînée sans avoir été décomposée, à moins qu'on n'opère avec beaucoup de ménagement. En prenant ce soin, la décomposition a lieu plus lentement; il passe d'abord de l'acide nitreux, et le feu étant continué ou augmenté, l'ammoniaque vient après; et enfin, la chaleur étant portée à un plus haut degré, une portion d'oxide d'arsenic se sublime sous la forme d'une poudre blanche, et il reste dans la cornue, une masse vitreuse qui l'attaque très-puissamment et la corrode : c'est l'acide arsenique. Le chlorate de potasse aussi, en oxidant complètement l'acide arsenieux, le convertit en acide arsenique, qui, à l'aide de la chaleur, peut décomposer le muriate de potasse qui reste.

On fait un grand usage de l'acide arsenieux dans les arts, sous le nom d'arsenic blanc, ou simplement arsenic; dans beaucoup de cas, il est réduit et agit dans son état de métal.

On a fait beaucoup d'essais pour introduire l'usage de l'acide arsenieux dans la médecine; mais comme il est connu pour être un des poisons les plus violens, il est probable que la crainte de ses dangereux effets prive la société des avantages qu'on en pourrait espérer, en l'administrant comme remède. Feu le docteur Fowler d'York fit un grand emploi, dans les fièvres intermittentes et rémittentes, d'un arséniate

de potasse, sur lequel il publia un traité. Il assurait aussi en avoir reconnu la très-grande efficacité dans les cas de migraines périodiques, et en l'employant comme tonique dans les affections nerveuses et autres maladies; il ajoutait que jamais il n'avait vu le moindre mauvais effet de son usage, lorsqu'il était préparé et administré avec les précautions convenables. L'acide arsenieux a été appliqué extérieurement comme caustique pour l'extirpation du cancer, combiné avec du soufre, de la terre bolaire et des feuilles de renoncule; mais ce topique cause toujours beaucoup de douleur, et il n'est pas sans danger. Le remède de Lefebure consistait dans une pinte d'eau, extrait de cigüe, 1 once; extrait de goulard, 3 onces; teinture d'opium, 1 once; acide arsenieux, x grains. On humectait, soir et matin, le cancer avec cette composition, dont on administrait en-même-temps intérieurement une faible dissolution en petite quantité. On a fait, d'une manière encore plus douce, une application de cette espèce, en formant un cataplasme avec de la mie de pain, de la dissolution d'un grain de l'acide dans deux pintes d'eau.

On a plus récemment fait usage, comme altérant, et avec succès, de l'acide arsenieux, dans les rhumatismes chroniques. Les symptômes qui indiquent le besoin qu'a le système d'être *arsenifié*, sont l'épaississement, la rougeur et la tension des paupières, les maux de gencives, la salivation, la démangeaison sur la surface du corps, l'insomnie, la toux, la douleur à l'estomac, et la migraine. Lorsque les derniers symptômes interviennent, l'administration du remède doit être aussitôt suspendue; on a aussi recommandé l'usage de ce remède dans la coqueluche; et il a été employé en doses considérables, et avec succès, dans le cas de morsure de serpens vénéneux.

L'acide arsenieux agissant comme poison mortel sur l'économie animale, fût-il pris en quantités tellement petites, qu'étant étendu d'eau, ou de tout autre véhicule, il n'est pas sensible au goût; on l'a souvent donné dans de

criminelles intentions, et pour produire ses funestes effets. C'est donc un objet de la plus baute importanee que de présenter, sous un point-de-vue systématique, les phénomènes qui caractérisent le poison, sa manière d'agir, et les suites de cette action : 1.° c'est une substanee dense, qui se dépose promptement après avoir été agitée dans l'eau ; j'ai trouvé que sa pesanteur spécifique varie de 3,728 à 3,750, ce qui est un peu plus que le nombre donné ci-devant; 1000 parties d'eau bouillante dissolvent 72 parties de cette substance, et il en reste 30 dans la liqueur, après qu'elle est refroidie. Cependant 1000 parties d'eau froide n'en dissolvent que 3, ou le dixième seulement de ce qu'a retenu l'eau bouillante après son refroidissement. Cette eau verdit le sirop de violettes, et rougit le papier de tournesol. L'eau de chaux y produit un beau précipité blanc d'arsénite de chaux, soluble dans un excès de la disssolution arsenieuse. Le gaz hydrogène sulfuré, et l'eau hydro-sulfurée, donnent lieu à un précipité jaune doré de sulfure d'arsénic. On peut découvrir, par ce moyen, la présenee dans l'eau d'un cent millième d'acide arsenieux. Ce sulfure séché sur un filtre, et chauffé dans un tube de verre avec un morceau de potasse caustique, est décomposé dans peu de minutes, et converti en sulfure de potasse, qui reste au fond du tube, et en arsenic métallique d'un vif éclat d'acier, qui se sublime en tapissant les parois du tube. Les bydro-sulfates alcalins ne produisent aucun effet sur la dissolution arsenieuse, à moins qu'on n'y verse une goutte ou deux d'acide nitrique ou muriatique ; car alors le précipité caractéristique jaune doré se forme. Le nitrate d'argent est déeomposé par l'acide arsenieux, et il se précipite un arsénite d'argent partieulier, de couleur jaune, qui cependant est susceptible d'être redissous par l'acide nitrique; et par eonséquent, il faut une très-petite addition d'ammoniaque pour redissoudre le précipité d'argent; et l'ammoniaque même aussi, en grand excès, produit cet effet. Le réactif le plus convenable est celui recommandé par

M. Hume : le mélange de dissolution de nitrate d'argent avec de l'ammoniaque liquide, cette dernière liqueur étant en léger excès, de manière à pouvoir redissoudre le précipité qui s'était d'abord formé.

Le nitrate d'argent étant, avec raison, considéré comme un des meilleurs réactifs pour précipiter l'arsenic, la manière de s'en servir a été un grand sujet de discussion. La présence de muriate de soude dans la dissolution arsénicale s'oppose à-la-vérité, jusqu'à un certain point, à l'action de ce réactif; mais ce sel est presque toujours présent dans les premières voies, et il entre ordinairement dans la composition des potages, et autres véhicules du poison. Si, après avoir ajouté de l'ammoniaque liquide, en plongeant l'extrémité d'une baguette de verre qui y a été trempée, dans le liquide qu'on suppose contenir le poison, on plonge une autre baguette dans une dissolution de nitrate d'argent pur, pour la porter ensuite dans la dissolution arsenieuse, il se formera, soit un beau nuage jaune, ou d'abord simplement un précipité caillé blanc; mais à la seconde ou troisième immersion de la baguette trempée dans le nitrate d'argent, on remarquera une tache centrale de jaune entourée par le muriate blanc d'argent. A l'immersion qui suivra, ce nuage, jaune sur la surface, deviendra très-visible. Le sulfate de soude n'apporte aucun changement à l'effet du nitrate d'argent, comme réactif. L'ammoniaco-sulfate, ou plutôt l'ammoniaco-acétate de cuivre ajouté, étant un peu étendu, a une dissolution arsenieuse, y occasionne un précipité caractéristique, d'un beau vert. En traitant cet arsénite vert de cuivre, après l'avoir bien lavé, avec de l'hydrogène sulfuré liquide, sa couleur change et passe à celle d'un rouge brunâtre. Le prussiate de potasse ferrugineux transforme cette couleur en un rouge de sang, et le nitrate d'argent la convertit en un arsénite jaune d'argent. Enfin, si le précipité ayant été séché sur un filtre, on en met un morceau sur un charbon ardent, il répandra une odeur d'ail. Au moyen du sel cuivreux réactif, on découvrira la présence

dans l'eau, d'un cent dix millième de son poids d'arsénic. En faisant agir la pile voltaïque par ses deux fils sur un peu de dissolution arsenieuse placée sur un morceau de verre de vitre, l'arsenic métallique se développera au fil négatif, et si ce fil est de cuivre, il sera blanchi comme du tombac. Il est à remarquer ici que la manière la plus élégante de faire usage de tous ces réactifs agissant par précipitation, est celle de se servir d'un plan de glace, mode pratiqué en grand par le docteur Wollaston dans des recherches chimiques en général, et avec un succès qui pourrait ne pas paraître croyable, employé par tout autre. On concentre, au moyen de la chaleur, dans une capsule, la dissolution qu'on soupçonne contenir du poison, après l'avoir filtrée, s'il est nécessaire. A-la-vérité, si le poison est masqué par une très-grande proportion de matière animale ou végétale, il vaut mieux d'abord évaporer le tout à siccité, et en débarrasser les produits organiques, au moyen de quelques gouttes d'acide nitrique. Le liquide clair étant alors placé au centre d'un morceau de glace, on en tire des lignes ou filamens en différens sens. En appliquant à l'une d'elles une molécule, ou goutte d'eau ammoniacale, on peut alors y brosser avec un pinceau le nitrate d'argent affaibli. En plaçant le morceau de verre à différentes expositions de lumière, soit sur du papier blanc, ou en le tenant obliquement devant les yeux, le plus léger changement de teinte s'apercevra. L'ammoniaco-acétate serait appliqué à un autre filament de la goutte ou molécule, du deuto-acétate de fer à un troisième, de l'ammoniaco-acétate de cobalt faible à un quatrième, de l'eau sulfurée à un cinquième, de l'eau de chaux à un sixième, une goutte de sirop de violette à un septième, et les deux fils de la pile voltaïque aux bords opposés du tout. Ainsi, avec une seule dissolution, on peut faire un grand nombre d'expériences exactes; mais il reste l'essai principal décisif, l'*experimentum crucis*. Cet essai consiste à prendre un peu de la matière sèche, à la mêler avec une petite pincée de flux noir desséché, et à introduire

le mélange dans un tube de verre étroit, fermé à l'une de ses extrémités. Après en avoir alors éclairci les côtés, en les frottant avec une peau, on en présente le fond au chalumeau, et on l'y tient ainsi jusqu'à ce qu'il ait été, pendant une minute, à la chaleur distinctement rouge : alors des fumées d'ail se feront sentir, et l'on verra sur les parois du tube, à un quart de pouce au-dessus du fond, l'enduit de brillant d'acier d'arsenic métallique. On coupe le tube transversalement à ce point, au moyen d'une lime fine; et après avoir détaché l'enduit d'arsenic avec la pointe d'un canif, on en met un fragment au fond d'un petit verre, avec quelques gouttes d'ammoniaco-acétate de cuivre, et l'on triture bien le tout, pendant quelques minutes, avec une baguette de verre, à extrêmité arrondie : la couleur bleue sera promptement changée en un vert-gazon vif, tandis que l'enduit écailleux se dissipera. On distingue ainsi parfaitement une molécule d'arsenic métallique d'une molécule de charbon animalisé. On peut placer une autre molécule de l'enduit écailleux entre deux surfaces lisses et décapées de cuivre, avec un trait de pinceau d'huile fine; et en exposant alors à une chaleur rouge les surfaces du cuivre, fortement pressées l'une contre l'autre, l'alliage de couleur de tombac paraîtra comme une tache blanche. Une troisième molécule étant mise sur un morceau de métal chauffé, tenu un peu au-dessous des narines, il s'exhalera une odeur qu'on reconnaîtra pour être celle d'ail. Il ne peut y avoir aucun danger à craindre, parce qu'il n'est pas nécessaire que le fragment excède un dixième de grain. Il convient de remarquer, qu'un ou deux des effets de précipitation par les réactifs, peuvent être rendus équivoques dans des cas de mélanges de substances diverses; c'est ainsi que la teinture de gingembre donne, avec le réactif cuivreux, un précipité vert, et, d'après cette apparence, on serait porté à soupçonner qu'une teinture empyrique soumise à l'examen, contenait de l'arsenic; mais une analyse faite avec soin, en fera reconnaître la pureté. Le

thé garantit l'arsenic de l'effet du réactif cuivreux : du thé ainsi empoisonné devient, par l'addition de ce réactif, de couleur olive obscur, ou d'un rouge violet; mais il se produit à peine aucun précipité; cependant l'hydrogène sulfuré précipite un sulfure d'arsenic d'un beau jaune.

Un autre moyen d'obvier à toutes ces causes d'erreur, est celui d'évaporer avec soin à siccité, et d'exposer le résidu à la chaleur, dans un tube de verre; l'arsenic se sublime, et l'on peut opérer sur lui sans équivoque. M. Orfila est entré dans de grands détails, relativement aux modifications que produisent, dans les effets des réactifs arsenicaux, le vin, le café, le thé, le bouillon, etc., et M. Thomson a donné, dans le dispensaire de Londres, un extrait, en forme de table, de ces modifications. Mais il est évident que les différences dans ces menstrues, comme aussi dans les bières, sont assez grandes pour rendre les précipitations et les changemens de couleur par les réactifs, des témoignages très-peu satisfaisans dans un cas de vie et de mort; il s'ensuit, que le moyen d'évaporation ci-devant décrit, ne devrait jamais être négligé. Il faudrait combiner l'arsenic avec de l'huile, faire bouillir le mélange avec de l'eau, et alors séparer l'huile par l'action capillaire de mèches de coton. Si cette combinaison avait lieu avec des substances résineuses, on en opérerait la séparation au moyen de l'huile de térébenthine, et non par l'alcool (ainsi que l'indiquait le docteur Black), parce que cette huile est un bon dissolvant de l'acide arsenieux. Il peut être bon d'observer, en outre, qu'avant d'employer les réactifs pour le poison, il faudrait dépouiller le thé et le café de leur tannin au moyen de la gélatine, qui n'agit pas sur l'arsenic. Lorsqu'on ajoute une partie d'acide arsenieux en dissolution aqueuse à dix parties de lait, l'hydrogène sulfuré présent dans cette dernière substance, fait passer la couleur blanche à un jaune serin; le réactif cuivreux donne la teinte d'un vert léger, et le nitrate d'argent n'occasionne aucun changement visible, lors même qu'on ajoute une nouvelle

dose d'arsenic; mais les hydro-sulfures précipitent en jaune doré, à l'aide de quelques gouttes d'un acide. Le liquide contenu dans l'estomac d'un lapin, empoisonné avec une dissolution de trois grains d'acide arsenieux, donnait un précipité blanc avec le nitrate d'argent, grisâtre avec l'eau de chaux, vert avec l'ammoniaco-sulfate, et d'un vert foncé avec de l'hydrogène sulfuré liquide.

Cet exposé étendu de la manière dont l'acide arsenieux se comporte dans différentes circonstances, s'applique également aux arsenites solubles. Leur effet comme poison a été, ainsi que celui de l'acide arsenic, expliqué d'une manière satisfaisante par M. Brodie, qui l'attribuait à la suspension des fonctions du cœur et du cerveau, occasionnée par l'absorption de ces substances dans la circulation, et leur action en conséquence sur le système nerveux et le canal alimentaire. Cette opinion de M. Brodie était appuyée par des expériences nombreuses sur des lapins et des chiens. Après leur avoir fait des plaies auxquelles il appliqua l'arsenic, la mort s'ensuivit dans peu de temps, avec les mêmes symptômes d'inflammation de l'estomac et des intestins, que si le poison avait été avalé. M. Brodie partage les affections morbifiques en trois classes: 1.° celles dépendant du système nerveux, telles que paralysie des extrémités postérieures d'abord, et ensuite de toutes les autres parties du corps, convulsions, dilatation des pupilles, et insensibilité générale. 2.° Celles qui indiquent le désordre dans les organes de la circulation, comme, par exemple, le pouls faible, lent et intermittent, la faiblesse des contractions du cœur immédiatement après la mort, et l'impossibilité de les prolonger par une respiration artificielle, ainsi que cela peut se faire dans des cas de mort subite provenant d'autres causes. 3.° Enfin celles qui résultent de lésion du canal alimentaire, comme les douleurs dans l'abdomen, les nausées et vomissemens dans ceux des animaux qui peuvent vomir. Tantôt c'est le système nerveux

qui est affecté de la manière la plus remarquable, et tantôt ce sont les organes de la circulation; d'où il suit, que dans le plus grand nombre de cas d'empoisonnement par l'arsenic, l'inflammation de l'estomac et des intestins ne doit pas toujours être considérée comme la cause immédiate de la mort. Cependant, si un animal ne devait pas succomber à la première violence du poison, si l'inflammation a eu le temps de se développer, il n'est pas douteux qu'elle peut détruire la vie. M. Earle annonce qu'une femme, qui avait pris de l'arsenic, résista aux symptômes alarmans qui se déclarèrent d'abord, mais qu'elle mourut le quatrième jour. En ouvrant son corps, on trouva que la membrane muqueuse de l'estomac et des intestins était ulcérée sur une grande étendue. Il est fait mention de cas authentiques de poison, dans lesquels on ne pouvait remarquer aucune trace d'inflammation dans les premières voies.

Les symptômes d'une dose dangereuse d'arsenic, ainsi que les a décrits le docteur Black, commencent à se manifester un quart d'heure, ou pas beaucoup plus après qu'elle a été prise, d'abord par un mal-aise et une grande souffrance à l'estomac, suivis bientôt d'altération et de chaleur brûlante dans les entrailles. Viennent ensuite, un vomissement violent, de fortes tranchées, et une évacuation excessive et douloureuse, qui donne lieu à des défaillances, des sueurs froides, et autres signes de grande débilité; à ces effets, succèdent des crampes aiguës, des contractions des jambes et des cuisses, une faiblesse extrême, et enfin la mort. Des résultats d'une nature aussi funeste ont lieu lorsque, par imprudence, on saupoudre d'arsenic des ulcères squirreux, ou par l'application de pâtes arsenicales. M. Orfila spécifie d'une manière encore plus détaillée, tous ces symptômes ainsi qu'il suit : saveur austère dans la bouche, ptyalisme fréquent, crachottement continuel, constriction du *pharynx* et de l'*œsophage*, agacement de dents, hoquet, nausées, vomissement de matière brune ou sanguinolente,

chaleur brûlante dans la région *précordiale*, douleurs aiguës d'estomac, rendant les boissons les plus douces insupportables, déjections noires d'une fétidité indestructible, pouls fréquent, concentré et irrégulier, quelquefois lent et inégal, palpitations du cœur, *syncope*, soif inextinguible, sensation brûlante sur tout le corps, ressemblant à un feu dévorant, quelquefois un froid glacial, respiration difficile, sueurs froides; urine rare, rouge ou sanguinolente, expression altérée de contenance, cercle livide entourant les paupières, enflure et démangeaison de tout le corps, qui se recouvre de taches livides ou d'une éruption miliaire, prostration de force, perte de sentiment, spécialement aux pieds et aux mains, délire, convulsions, quelquefois accompagnées d'un priapisme insupportable, chute des cheveux, détachement de l'épiderme, convulsions horribles, enfin la mort.

Il est rare d'observer tous ces symptômes terribles réunis dans un seul individu; quelquefois ils manquent presque tous, ainsi que le prouve le cas suivant, rapporté par M. Chaussier: un homme robuste et de moyen âge avala de l'acide arsenieux en gros fragmens, et il mourut sans avoir éprouvé d'autres symptômes que de légères *syncopes*. A l'ouverture de son estomac, on trouva qu'il contenait l'acide arsenieux dans le même état dans lequel il avait été pris. Il n'y avait pas la moindre apparence d'érosion ou d'inflammation dans le canal intestinal. Etmuller parle d'une fille empoisonnée par de l'arsenic, dont l'estomac et les intestins étaient en toute apparence sains, quoiqu'on y eût trouvé l'arsenic. En général, cependant, l'inflammation s'étend tout le long du canal, de la bouche au *rectum*. L'estomac et le *duodenum* offrent souvent des taches gangréneuses, des escarres, des perforations de toutes leurs tuniques; le velouté de l'estomac en particulier, est ordinairement détruit par l'effet de l'arsenic et de tous les autres poisons corrosifs, comme s'il avait été enlevé et réduit en pâte d'une couleur brune rougeâtre. De ces considérations, on peut con-

clure, que de l'existence ou la non-existence de lésions intestinales, de l'étendue et du siége des symptômes seulement, le médecin ne pourrait pas se hasarder à prononcer définitivement sur le fait d'empoisonnement.

Il résulte des expériences de M. Brodie sur des animaux empoisonnés par l'acide arsénieux, que les inflammations des intestins et de l'estomac ont beaucoup plus d'intensité, lorsque le poison a été extérieurement appliqué sur une partie ulcérée, que lorsqu'il a été introduit dans l'estomac. Les remèdes les plus efficaces contre ce poison dans l'estomac, sont l'usage de boissons copieuses de liquides adoucissans, de consistance mucilagineuse, qui les rende propres à envelopper et se charger de la poudre, de manière à en procurer l'éjection complète par vomissement. Une eau bien chargée d'hydrogène sulfuré, est le seul antidote direct de sa virulence. M. Orfila ayant fait avaler de ce liquide à des chiens auxquels il avait donné une dose d'arsenic, ces animaux se rétablirent, quoiqu'on leur eût lié l'œsophage pour les empêcher de vomir; mais en administrant la même dose de poison dans des circonstances semblables, sans avoir recours à l'eau hydro-sulfurée, il produisait son fatal effet. Lorsqu'après la mort, on soumet les viscères à un examen chimique, il convient d'appliquer une ligature autour de l'œsophage et de l'ouverture antérieure du colon, en séparant ainsi la partie intermédiaire l'estomac et les intestins; on videra alors dans une bassine le liquide qui y est contenu, après quoi on introduira une portion d'eau chaude dans l'estomac, en agitant bien du haut en bas ce *viscère* ainsi que les intestins.

Une portion de ce liquide ayant été filtrée, on la fera évaporer dans une capsule de porcelaine, pour être soumise ensuite à l'action des réactifs ci-devant indiqués. On peut essayer aussi d'extraire de l'estomac, par digestion dans de l'eau bouillante avec un peu d'ammoniaque, l'imprégnation arsenicale, qu'on a quelquefois reconnu y adhérer en très-petites parties et avec une grande force. Cette

précaution ne doit donc pas être négligée. La chaleur chassera l'excès de l'ammoniaque employé dans l'opération ci-dessus; tandis qu'en ajoutant de la potasse ou de la soude, ainsi que le prescrivent les chimistes allemands, on introduit dans la dissolution alcaline une matière animale, ce qui ne peut que compliquer la recherche. Il faut avoir soin aussi d'examiner les matières provenant d'éjections avant la mort. La meilleure manière est, généralement parlant, de les traiter par une évaporation conduite avec précaution jusqu'à siccité; mais il faut se garder de chauffer le résidu à plus de 200 degrés centigrades, parce qu'à cette température, et peut-être même un peu au-dessous, l'acide arsenieux se sublime.

Le vinaigre, les sulfures hydrogénés acalins et les huiles, ne doivent pas être employés commo contre-poisons. En effet, lorsque l'arsenic existe en substance dans l'estomac, l'eau hydro-sulfurée elle-même n'est d'aucune utilité, quoique neutralisant efficacement une dissolution arsenieuse. Il faut administrer en doses aussi copieuses que possible, des sirops, des décoctions de graine de lin, de mauves, ou de gomme adragante et du lait chaud, et exciter le vomissement en chatouillant l'intérieur do la gorge avec une plume. On doit aussi avoir recours à des lavemens de même nature. Beaucoup de personnes ont échappé à la mort pour avoir pris le poison mêlé avec de bons potages. Et il est bien connu que, dans les cas où l'arsenic est prescrit comme remède, c'est lorsqu'il est pris immédiatement après un repas, qu'il agit le plus efficacement. On a été porté, d'après ces faits, à recommander l'usage du beurre et des huiles; ce qui cependant n'est pas bien vu, parce que ces corps recouvrent les molécules arsenicales, les soustraient à l'action de menstrues plus convenables, et paraissent même aggraver la virulence du poison. Morgagni, dans son grand ouvrage sur les causes des maladies et leur siége, rapporte que, dans un festin en Italie, le dessert avait été à dessein saupoudré avec de l'arsenic au-lieu de fleur de farine. Ceux des convives qui jusqu'alors n'avaient

que peu mangé et bu, périrent promptement; tandis que ceux qui s'étaient bien rempli l'estomac, furent sauvés en vomissant. Le même auteur fait aussi mention de trois enfans qui, ayant mangé de la soupe aux légumes empoisonnée avec de l'arsenic, l'un d'eux, qui n'en avait pris que deux cuillerées, n'avait pas vomi, et mourut; les deux autres qui, ayant mangé le reste de la soupe, avaient vomi, n'en furent point incommodés. Dans le cas où le malade empoisonné ne pourrait pas vomir, on pourrait avoir recours à un tube de caoutchouc susceptible d'être ajusté à une seringue. Le tube sert d'abord à introduire la boisson, et à la retirer ensuite après quelques instans.

M. Brugnatelli a proposé en dernier lieu l'emploi des réactifs suivans pour l'arsenic et le sublimé corrosif : prenez de l'amidon de froment, bouilli dans l'eau jusqu'à consistance convenable, et récemment préparé; ajoutez-y une quantité d'iode suffisante pour le colorer en bleu, après quoi étendez-le d'eau pure, jusqu'à ce qu'il ait pris une belle couleur d'azur. Si, dans cet état, on y ajoute quelques gouttes d'une dissolution aqueuse d'arsenic, la couleur se change en une nuance rougeâtre, et finit par disparaître. La dissolution de sublimé-corrosif produit, dans l'amidon et l'iode, presque le même changement que l'arsenic; mais si, à la liqueur sur laquelle l'arsenic a exercé son action, on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique, la couleur bleue est rétablie avec encore plus d'éclat qu'elle n'en avait d'abord, tandis que cet acide ne reproduit pas la couleur dans le mélange avec le sublimé corrosif.

ACIDE BENZOÏQUE. Cet acide fut décrit pour la première fois, en 1608, par Blaise de Vigénère, dans son traité sur le feu et le sel; il a été généralement connu depuis, sous la dénomination de fleurs de benjamin, ou benjoin, par ce qu'on l'obtenait par sublimation de la résine de ce nom. Comme c'est encore de cette résine qu'on se le procure le plus ordinairement, on lui a conservé l'épithète de ben-

zoïque, quoiqu'il soit bien connu que c'est un acide particulier, qui peut s'obtenir non-seulement du benjoin, mais encore de différens baumes végétaux, de la vanille, de la canelle, de l'ambre gris, de l'urine d'enfant, souvent de celle d'adultes, et toujours, suivant Fourcroy et M. Vauquelin, quoique Giese nie le fait, de celle de quadrupèdes vivans d'herbe et de foin, particulièrement du chameau, du cheval et de la vache. Il y a lieu de présumer que beaucoup de végétaux, spécialement quelques-uns des graminées le contiennent, et qu'il passe d'eux dans l'urine. Fourcroy et M. Vauquelin ont trouvé cet acide combiné avec la potasse et la chaux dans la liqueur des fumiers, de même que dans l'urine des quadrupèdes ci-dessus mentionnés; et ils en soupçonnent fortement l'existence dans le anthoxanthum odorant, ou dans l'herbe printannière sentant bon, d'où dérive principalement l'agréable odeur du foin. Cependant Giese ne put reconnaître la présence d'acide benzoïque ni dans l'herbe, ni dans l'avoine.

Le moyen ordinaire d'obtenir l'acide benzoïque offre un élégant et agréable exemple du procédé chimique par sublimation. Ce moyen consiste à étendre une couche mince de benjoin pulvérisé sur le fond d'un pot de terre vernissé, à l'ouverture duquel on ajuste un cône élevé de papier, qui le recouvre. On applique alors une douce chaleur au fond du pot. Le benjoin se fond, et répand dans le lieu où l'opération se fait, une odeur agréable, due à ce qu'une portion d'huile essentielle et d'acide du benjoin se dissipent dans l'air; en-même-temps l'acide s'élève subitement dans le chapeau de papier, ce qu'on peut observer au besoin au sommet du cône, quoiqu'avec un peu de précaution, parce que les fumées excitent la toux. Le sublimé salin se condense sous la forme de longues aiguilles, ou de filamens droits, de couleur blanche, se croisant dans tous les sens. Lorsque l'acide cesse de s'élever, on peut changer le couvert de papier, pour lui en substituer un autre, et l'on augmente la chaleur. Il se

produira alors une plus grande quantité de fleurs d'une couleur jaunâtre, qui exigent une seconde sublimation pour les dépouiller de l'huile empyreumatique qu'elles contiennent.

On peut convenablement aussi opérer la sublimation de l'acide de benjoin, en substituant au cône de papier une terrine renversée. Dans ce cas, après avoir usé sur un grès avec du sable, les bords de la terrine qui contient le benjoin, et ceux de la terrine qui doit la recouvrir, on les lute ensemble au moyen d'un papier enduit de pâte. La chaleur ne doit être appliquée qu'avec beaucoup de ménagement, et il ne faut désunir les vaisseaux qu'après qu'ils sont devenus froids. Cette méthode semble préférable à l'autre, lorsque celui qui opère ne peut pas rester présent pendant le procédé; mais le cône de papier peut être plus facilement inspecté et changé.

La quantité de l'acide ainsi obtenu varie suivant le soin apporté dans les manipulations, probablement aussi, selon le degré de pureté de la résine elle-même. Cette quantité ne s'élève pas ordinairement à plus d'un huitième du poids total, et Schéele ne la porte pas à plus d'un dixième ou un douzième. On obtient avec plus de certitude la totalité de l'acide de benjoin dans le procédé par voie humide de Schéele. Ce procédé consiste à faire bouillir la résine réduite en poudre avec de l'eau de chaux, et à séparer ensuite l'eau de chaux par une addition d'acide muriatique. Après avoir fait bouillir douze onces d'eau sur quatre onces de chaux éteinte, avec addition ensuite de huit fois la quantité d'eau, ou quatre-vingt-seize onces de ce liquide, on met dans un vaisseau d'étain une livre de benjoin réduit en poudre fine. On verse alors dessus six onces de l'eau de chaux, qu'on mêle bien avec la poudre, et ensuite tout le reste de cette eau de chaux, et successivement par semblables portions, parce qu'en ajoutant cette eau tout-à-la-fois, le benjoin se prendrait en masse; on fait bouillir doucement ce mélange pendant une demi-heure, en l'agitant continuellement, après quoi on le

laisse refroidir et déposer pendant une heure. On décante alors la liqueur surnageante, et l'on fait bouillir le résidu avec huit livres de plus d'eau de chaux; après avoir répété une seconde fois ces deux opérations, la poudre qui reste est édulcorée sur un filtre par affusions d'eau chaude. Enfin, en mêlant ensemble toutes les décoctions, on évapore jusqu'à deux livres, et l'on introduit la liqueur en la filtrant dans un vaisseau de verre.

Cette liqueur consiste dans l'acide de benjoin combiné avec de la chaux. Lorsqu'elle est refroidie, on y ajoute une certaine quantité d'acide muriatique, en remuant continuellement, jusqu'à ce que le liquide ait une saveur un peu acide. L'acide muriatique s'unit avec la chaux et forme un sel soluble qui reste dans la liqueur, tandis que l'acide du benjoin, ainsi dégagé, et moins soluble, s'y dépose sous forme pulvérulente. En lavant à plusieurs reprises cet acide sur le filtre avec de l'eau froide, on en sépare le muriate de chaux et l'acide muriatique avec lesquels il a pu rester mêlé. Pour l'obtenir d'un aspect éclatant, on le fait dissoudre dans une petite quantité d'eau bouillante, dont il se séparera, par le refroidissement, en filamens soyeux. On peut se procurer, par ce procédé, l'acide benzoïque d'autres substances dans lesquelles il existe.

M. Hatchett a fait voir qu'en mettant en digestion du benjoin dans de l'acide sulfurique chaud, l'acide se sublime en très-beaux cristaux; c'est peut-être le meilleur procédé pour l'extraire. Si, après avoir concentré de l'urine de chevaux ou de vaches, on y verse de l'acide muriatique, il s'y produit un précipité abondant d'acide benzoïque. Ces urines sont la source d'où l'on peut le retirer avec le moins de dépense.

Fourcroy recommande, comme moyen économique de se procurer l'acide benzoïque, de l'extraire de l'eau qui s'écoule des fumiers, des étables et des bergeries, au moyen de l'acide muriatique, qui décompose le benzoate de chaux que ces eaux contiennent, et sépare l'acide benzoïque, comme

dans le procédé de Schéele. Il convient que l'odeur de l'acide ainsi obtenu, diffère un peu de celle de l'acide extrait du benjoin; mais on peut y remédier, dit ce savant, en dissolvant l'acide dans de l'eau bouillante, en laissant refroidir cette dissolution après l'avoir filtrée, pour que l'acide cristallise, et en répétant une seconde fois cette opération.

L'acide benzoïque est tellement inflammable, qu'il brûle, sans le secours d'une mèche, avec une flamme d'un jaune clair. Les fleurs sublimées dans leur plus grand état de pureté, et aussi blanches que le papier à écrire ordinaire, se fondaient en un fluide transparent d'un jaune clair, à la température de 110 degrés centigr., et commençaient en-même-temps à s'élever en sublimation: il paraît qu'une chaleur un peu supérieure à celle-ci, est nécessaire pour en séparer la résine. L'acide a une forte disposition à prendre, en refroidissant, la forme cristalline. Les acides sulfurique et nitrique concentrés dissolvent l'acide benzoïque concret; et il est séparé, sans altération de ces dissolutions, par une addition d'eau. D'autres acides dissolvent, à l'aide de la chaleur, l'acide benzoïque, qu'ils abandonnent par refroidissement, sans qu'il ait éprouvé de changement. Il se dissout complètement aussi dans l'alcool, dont il peut être également séparé, en étendant d'eau cette dissolution. L'acide benzoïque se dissout aisément dans les huiles et le suif fondu. Si on l'ajoute en petite proportion à ce dernier fluide, une partie du suif se congèle avant le reste sous la forme d'un nuage blanc opaque. Si la quantité d'acide est plus considérable, il se sépare en partie par le refroidissement, sous la forme d'aiguilles ou de plumes; il ne donna pas sensiblement de dureté au suif, ce qui était l'objet de cette expérience. Lorsque le suif était chauffé presque jusqu'à l'ébullition, il exhalait des fumées qui affectaient la respiration, à la manière de celles de l'acide du benjoin, mais qui n'avaient pas l'odeur particulière et agréable de cette substance, étant probablement de l'acide sébacique. On fit fondre une couche de ce

suif d'environ 1,5 millimètres d'épaisseur, sur une plaque de cuivre, avec d'autres substances grasses, dans la vue de reconnaitre sa disposition relative à prendre et à retenir l'état solide; et cette couche, ayant été laissée, étant refroidie, sur la plaque, elle acquit par degrés, dans le cours de quelques semaines, et dans toute son étendue, une teinte d'un vert bleuâtre. Si l'on ne suppose pas que cette circonstance puisse être attribuée à une dissolution du cuivre pendant la fusion, elle semble être un exemple remarquable de l'action mutuelle de deux corps à l'état solide, action contraire à cet axiôme de chimie, qui établit que des corps ne peuvent agir les uns sur les autres, à moins que l'un ou un plus grand nombre de ces corps ne soit à l'état fluide. Cependant cet effet a lieu à l'égard du suif lui-même.

L'acide benzoïque pur est sous la forme d'une poudre légère évidemment cristallisée en fines aiguilles, dont la figure est difficile à déterminer, à raison de ce qu'elles sont très-petites. Il est blanc et éclatant, mais jaune ou brunâtre lorsque sa pureté est altérée par une portion d'huile volatile. Il n'est pas cassant comme on pourrait le présumer d'après son apparence; mais il a plutôt une sorte de ductilité et d'élasticité, qui le rend susceptible de prendre la forme de pâte, lorsqu'on le presse dans un mortier. Sa saveur est âcre, chaude, acidule et amère. Il rougit l'infusion de tournesol, et ne produit pas le même effet sur le sirop de violettes; l'odeur de cet acide est particulière et aromatique, mais ne se fait fortement sentir que lorsqu'il est chauffé. Cependant cette odeur ne paraît pas appartenir à l'acide; car, suivant M. Giese, si l'on dissout l'acide benzoïque dans si peu que ce soit d'alcool, et qu'après avoir filtré la dissolution, on la précipite par l'eau, on obtiendra l'acide pur et dépourvu d'odeur, l'huile odorante restant dissoute dans l'alcool. La pesanteur spécifique de l'acide benzoïque est 0,667. Il ne s'altère pas sensiblement à l'air, et il en a été gardé pendant vingt ans dans un vaisseau ouvert, sans qu'il ait rien

perdu de son poids. Cet acide n'est attaqué par aucune des substances combustibles; mais on peut le rendre plus blanc, et d'une plus belle cristallisation, en le sublimant après l'avoir mêlé avec de la poussière de charbon. Il n'est pas très-soluble dans l'eau, quatre cent parties de ce liquide froid ne pouvant dissoudre, suivant Wenzel et Lichtenstein, qu'une partie de l'acide, quoique la même quantité d'eau bouillante en puisse dissoudre 20, dont 19 se séparent par le refroidissement.

L'acide benzoïque s'unit, sans beaucoup de difficulté, aux bases terreuses et alcalines.

Le benzoate de baryte est soluble, et cristallise assez bien. Il ne s'altère point à l'air; mais il est décomposé par la chaleur et par les acides plus puissans. Le benzoate de chaux est très-soluble dans l'eau, quoiqu'en beaucoup moindre proportion dans l'eau froide que dans l'eau chaude, d'où il cristallise par refroidissement. Ce benzoate est décomposable par les acides et par la baryte. Le benzoate de magnésie est soluble, cristallisable, un peu déliquescent, et plus susceptible d'être décomposé que le précédent. Le benzoate d'alumine, très-soluble, cristallise en dendrites; il est déliquescent, d'une saveur acerbe et amère, décomposable par la chaleur, et même par la plupart des acides végétaux. Le benzoate de potasse cristallise par refroidissement en aiguilles serrées; tous les acides le décomposent, et l'eau de baryte ainsi que l'eau de chaux, forment avec lui un précipité. Le benzoate de soude est très-cristallisable, très-soluble, et sans être déliquescent comme celui de potasse, il est décomposé par les mêmes moyens. On trouve quelquefois ce benzoate natif dans l'urine des quadrupèdes herbivores, mais en moins grande abondance que celui de chaux. Le benzoate d'ammoniaque est volatil, et décomposable par tous les acides et toutes les bases. Les dissolutions de tous les benzoates forment, étant séchées sur les parois d'un vase qui en a été mouillé, des cristallisations en dendrites. Trommsdorf

trouva, dans le cours de ses expériences sur l'acide benzoïque, que cet acide s'unit facilement aux oxides métalliques.

D'après les propriétés chimiques de l'acide benzoïque, il paraît différer des autres acides végétaux, dans la nature et les propriétés des principes qui constituent son radical. Son odeur, les caractères qu'on lui reconnut d'être volatil, combustible, soluble en grande proportion dans l'alcool et peu dans l'eau, l'avaient fait autrefois considérer comme étant un acide huileux; ces mêmes caractères ont porté les chimistes modernes à regarder cet acide comme contenant dans sa composition une grande quantité d'hydrogène, et à faire consister sa différence d'avec les autres acides végétaux dans la surabondance de ce principe combustible. La faculté qu'il a d'être soluble dans les acides puissans, et d'en être ensuite séparé, indique que ses principes ne sont pas susceptibles d'être facilement désunis. On a essayé de le décomposer, en le distillant à plusieurs reprises avec de l'acide nitrique; mais cet acide passe d'abord, à peine altéré, si ce n'est vers la fin de l'opération, lorsqu'il y a dégagement de gaz nitreux, et l'acide benzoïque est ensuite sublimé avec peu d'altération. On assure cependant que, par un plus grand nombre de distillations, cet acide devient plus fixe, et qu'à la fin, il fournit quelques gouttes d'un acide ressemblant, par ses propriétés, à l'acide oxalique.

M. Berzelius infère de son analyse du benzoate de plomb, que le nombre équivalent pour l'acide benzoïque est 14,893, et que cet acide consiste, sur cent parties, en 5,16 hydrogène, 74,41 carbone, et 20,43 oxigène.

Les benzoates sont tous décomposables par la chaleur, qui, appliquée lentement, en sépare d'abord une portion de l'acide en une vapeur qui se condense en cristaux. Les benzoates solubles sont décomposés par les acides puissans, qui en séparent l'acide benzoïque sous la forme cristalline. Le benzoate d'ammoniaque a été proposé, par M. Berzelius, comme réactif à employer pour précipiter l'oxide rouge de fer de

dissolutions parfaitement neutres. Il faut, d'après mes expériences, 21,3 parties d'ammoniaque, pour neutraliser 15,7 parties d'acide benzoïque cristallisé.

On fait par fois usage en médecine de l'acide benzoïque, mais beaucoup moins qu'autrefois. Il entre dans la composition de la teinture camphrée d'opium de la faculté de Londres, ci-devant connue sous le nom d'élixir parégorique.

ACIDE BOLÉTIQUE. Cet acide a été retiré par M. Braconnot du suc exprimé du *boletus pseudo ignarius*. Il traita avec de l'alcool rectifié ce suc, concentré par une très-douce chaleur en consistance de sirop, et le résidu insoluble dans l'alcool fut dissous dans l'eau. En ajoutant du nitrate de plomb à cette dissolution, il se produisit un précipité blanc, qui, après avoir été bien lavé avec de l'eau, fut décomposé par un courant de gaz hydrogène sulfuré ; la liqueur filtrée donna par évaporation deux acides différens; l'un en cristaux permanens, était l'acide bolétique, et l'autre l'acide phosphorique en petite proportion. Le premier de ces acides fut mis à l'état de pureté en le faisant dissoudre dans de l'alcool, et évaporant ensuite.

L'acide bolétique consiste en prismes tétraèdres irréguliers, de couleur blanche, et inaltérables à l'air. Sa saveur ressemble à celle de la crême de tartre (tartrate acide de potasse). Il exige, pour se dissoudre dans l'eau, 180 fois son poids de ce liquide à la température de 20 degrés centigrades ; et il est soluble dans 45 fois son poids d'alcool. Il rougit les couleurs bleues végétales, et précipite, de leurs dissolutions dans l'acide nitrique, l'oxide rouge de fer et les oxides d'argent et de mercure; mais il ne produit aucun effet dans l'eau de chaux et dans l'eau de baryte. Chauffé, il se sublime en vapeurs blanches, qui se condensent en une poussière blanche.

Annales de Chimie, *tom. LXXX*, *page* 272.

ACIDE BORACIQUE ou BORIQUE. On faisait usage depuis

long-temps, et en médecine et dans les arts, sous le nom de borax, du sel composé de cet acide et de soude, lorsqu'en 1702 Homberg obtint pour la première fois l'acide isolé, en distillant un mélange de borax et de sulfate de fer. Cependant il supposa que c'était un produit de cette dernière substance, et il lui donna le nom de *sel narcotique volatil de vitriol*, ou *sel sédatif*. Lemery jeune découvrit bientôt après, qu'en traitant du borax avec les acides nitrique ou muriatique, on avait un produit semblable. Geoffroy reconnut la présence de la soude dans le borax; et enfin, Baron prouva, par un grand nombre d'expériences, que le borax est un composé de soude et d'un acide particulier. Cadet a contesté ce fait; mais il n'a fait connaître autre chose, si non que le borax du commerce est fréquemment altéré dans sa pureté, par du cuivre qui l'accompagne; Struve et Exchaquet ont cherché à prouver que les acides boracique et phosphorique ne sont qu'un seul et même acide; et cependant, il résulte seulement de leurs expériences, que ces acides se ressemblent à certains égards, et non sous tous les rapports. Pour se procurer l'acide boracique, on fait dissoudre du borax dans de l'eau chaude, et après avoir filtré la dissolution, on y ajoute peu-à-peu de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que la liqueur ait une saveur sensiblement acide. En la laissant alors refroidir, il s'y forme un grand nombre de petits cristaux en paillettes brillantes. Ces cristaux sont l'acide boracique; après les avoir lavés avec de l'eau froide, on les fait sécher sur du papier gris.

L'acide boracique, ainsi obtenu, est en lames minces, hexaèdres, irrégulières, d'un blanc d'argent, ayant quelque ressemblance avec le spermaceti et le même toucher onctueux; sa saveur, aigrelette d'abord, produit ensuite une impression d'amertume et de fraîcheur, et finit par être d'une douceur agréable; pressé sous la dent, il n'est pas cassant, mais ductile. Cet acide n'a point d'odeur; mais en versant dessus de l'acide sulfurique, il s'exhale, pendant quelques instans seulement, une odeur de musc; sa pesanteur spécifique, lors-

qu'il est sous forme d'écailles, est de 1,479, et de 1,803, après qu'il a été fondu; il n'est point altéré par la lumière. Au feu, il se boursouffle d'abord, en perdant son eau de cristallisation; et dans cet état, on l'appelle acide boracique calciné. Il se fond un peu avant d'être chauffé au rouge, sans aucune perte apparente d'eau; mais il n'entre librement en fusion, que lorsqu'il est rouge, et moins alors que le borate de soude. Il est, après cette fusion, à l'état d'un verre transparent et dur, qui devient un peu opaque à l'air, sans en attirer l'humidité, ni sans éprouver d'altération dans ses propriétés; car en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante, il cristallise comme auparavant. On fait usage de ce verre dans la fabrication artificielle des gemmes.

L'eau bouillante dissout à peine la cinquantième partie de son poids d'acide boracique, et l'eau froide en prend beaucoup moins. Lorsqu'on distille cette dissolution en vaisseaux clos, une partie de l'acide passe avec l'eau, et cristallise dans le récipient. Cet acide est plus soluble dans l'alcool, qui brûle avec une flamme verte, lorsqu'il en contient, ainsi que cela a lieu avec le papier trempé dans une dissolution d'acide boracique.

Le gaz oxigène, non plus que les combustibles simples et les métaux ordinaires, ne produisent, autant qu'on a pu jusqu'à présent le reconnaître, aucun changement sur l'acide boracique. Cet acide, quoique mêlé avec du charbon en poudre fine, n'en est pas moins capable de prendre l'état vitreux; avec la suie, il se fond en une masse noire bitumineuse, qui cependant se dissout dans l'eau, et ne peut être facilement réduite en cendres, mais qui se sublime en partie. Distillé avec des huiles, et spécialement des huiles minérales, il s'y dissout, et donne, avec ces substances, des produits fluides et solides qui colorent l'alcool en vert. Lorsqu'on frotte l'acide boracique avec du phosphore, il ne l'empêche pas de s'enflammer; mais alors le résidu est une matière aune terreuse; il oxide ou dissout difficilement aucun des

métaux, à l'exception, cependant, du fer, du zinc, et peut-être du cuivre; mais il se combine avec la plupart des oxides métalliques, avec les alcalis, et probablement avec toutes les terres, quoique ses combinaisons n'aient été, en grande partie, que peu examinées jusqu'à présent. Cet acide est d'un grand usage dans l'analyse des pierres qui contiennent un alcali fixe.

L'acide boracique cristallisé, est un composé de 57 parties d'acide et 43 parties d'eau. L'honneur de la découverte du radical de cet acide, se partage entre sir Humphry Davy et MM. Gay-Lussac et Thénard. Le premier, en soumettant l'acide boracique à l'action de sa puissaute batterie voltaïque, obtint, en petite quantité, un corps de couleur chocolat; mais les deux derniers chimistes, en traitant l'acide avec le potassium, à quantités égales, et en chauffant la matière au rouge obscur, formèrent du bore et du sous-borate de potasse. Un tube de verre pourra servir pour une expérience en petit; mais pour opérer en grand, l'emploi d'un tube de cuivre est préférable. On introduit dans ce tube, avant de l'exposer à la chaleur, le mélange de potassium et d'acide boracique, parfaitement desséchés l'un et l'autre; le tube étant retiré du feu, on le laisse refroidir, et après avoir enlevé le bouchon de liége, qui en fermait exactement l'ouverture, on y verse de l'eau par portions successives, et en le chauffant chaque fois, jusqu'à ce que toute la matière soit détachée ou dissoute. Toutes ces eaux ayant été réunies, et la liqueur abandonnée au repos, on lave le précipité qui s'y est formé, jusqu'à ce que l'eau de lavage n'affecte plus le sirop de violettes; alors on a le bore, qu'on met dans une capsule, pour l'y faire sécher à un feu doux, après quoi on le met à l'abri du contact de l'air dans un flacon bouché. Le bore est brun verdâtre, solide, insipide et inodore; sa pesanteur spécifique excède un peu celle de l'eau. Le nombre équivalent pour l'acide boracique, déduit du borate d'ammoniaque, est d'environ 2,7 ou 2,8, l'oxigène étant 1,0,

et il est probable qu'il consiste dans 2,0 d'oxigène +,0,8 de bore. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, la proportion serait de 2 de bore à 1 d'oxigène.

L'attraction de l'acide boracique pour la chaux surpasse celle de toute autre base, quoiqu'il ne soit pas facile de former du borate de chaux par l'addition d'eau de chaux à cet acide, ou en décomposant, par de l'eau de chaux, les borates alcalins solubles ; dans l'un et l'autre cas, cependant, il se précipite une poudre blanche insipide, presqu'insoluble, qui est le borate de chaux. Le borate de baryte est également une poudre blanche insipide, insoluble.

Il a été observé par Bergman, que de la magnésie, ajoutée peu-à-peu à une dissolution d'acide boracique, se dissout lentement, et que la liqueur fournit, par l'évaporation, des cristaux qui n'ont aucune forme régulière. Il ajoute que ces cristaux se fondaient au feu, sans être décomposés, mais qu'il suffisait de l'alcool pour séparer l'acide boracique de la magnésie ; cependant, si un sel magnésien soluble est décomposé par une dissolution de borate alcalin, il se précipite un borate de magnésie, insipide, insoluble. Il est donc probable que le sel de Bergman était un borate de magnésie dissous dans un excès d'acide borique, excès qui ayant été enlevé par l'alcool, laissa précipiter sous la forme d'une poudre blanche, un véritable borate de magnésie, que Bergman prit par erreur pour de la magnésie.

L'une des combinaisons les plus connues de l'acide boracique, est le borate magnésio-calcaire natif de Kalkberg, près Lunébourg, le *wurfelstein* des Allemands, le *quartz cubique* de divers minéralogistes, et la *boracite* de Kirwan. Ce minéral est d'un blanc grisâtre, passant quelquefois au blanc verdâtre, ou au pourpre; sa figure est celle d'un cube, incomplet sur ses douze bords, et à quatre de ses angles solides, les angles complets et incomplets étant diamétralement opposés l'un à l'autre. Les surfaces paraissent généralement corrodées. Ce borate fait feu avec l'acier et raie le verre ;

sa pesanteur spécifique est 2,566, telle que l'a déterminée M. Westrumb, qui le trouva composé de, acide boracique 0,68, magnésie 0,1305, chaux 0,11, avec alumine 0,01, silice 0,02, et oxide de fer 0,0075, substance dont il considère la présence comme accidentelle. La propriété la plus remarquable de ce borate magnésio-calcaire, et que lui a reconnue M. Haüy, est celle qu'il a de devenir, comme la tourmaline, électrique par la chaleur, quoiqu'il le soit peu par frottement; et il a quatre pôles électriques, les angles parfaits manifestant toujours l'électricité négative, et les angles tronqués, l'électricité positive. Depuis que la composition de ce sel natif a été connue, on a essayé de l'imiter par l'art; mais il n'a été possible à aucun chimiste, en mêlant ensemble de la chaux, de la magnésie et de l'acide boracique, de produire autre chose qu'un sel pulvérulent, n'étant pas susceptible d'être dissous, ou de prendre la forme cristalline, et la dureté du borate de Kalkberg.

Cependant, il a été dernièrement observé que ce composé n'est pas réellement un sel triple. M. Vauquelin, examinant cette substance avec M. Smith, qui en avait une quantité considérable, il se trouva que la poudre faisait effervescence avec les acides, d'où l'on dut conclure que la chaux n'est point partie essentielle du composé. MM. Vauquelin et Smith essayèrent, en employant des acides faibles très-étendus, de séparer le carbonate du borate; mais ils ne réussirent point à opérer cette séparation, parce que l'acide attaquait également le borate, quoique faiblement. M. Stromayer ayant depuis procuré à M. Vauquelin quelques cristaux transparens, qui ne faisaient point effervescence avec les acides, ce savant fit un mélange de cette poudre avec de l'acide muriatique, et, après dissolution complète, au moyen de la chaleur, la liqueur fut évaporée à siccité pour en chasser l'excès d'acide. En faisant ensuite dissoudre le résidu dans une petite quantité d'eau, la plus grande partie de l'acide borique s'en sépara. Après avoir alors étendu la dissolution, M. Vau-

quelin ajouta une certaine quantité d'oxalate d'ammoniaque; mais il ne se manifesta aucun signe de présence de chaux. Pour s'assurer que la précipitation de la chaux n'était pas empêchée par la présence de la petite quantité d'acide borique, il mêla avec la dissolution une très-petite portion de muriate de chaux, et il s'ensuivit aussitôt un trouble nuageux à travers la liqueur; d'où M. Vauquelin infère, que l'opacité du borate magnésien est occasionnée par du muriate de chaux interposé entre ses molécules, et que le borate en cristaux transparens n'en contient pas.

Le borate de potasse n'est que peu connu, quoiqu'on ait annoncé qu'il pouvait remplacer le borate de soude dans les arts; mais il faut des expériences directes pour constater cet effet du borate de potasse. Il est, comme celui de soude, susceptible d'exister dans les deux états de sel neutre et de sel avec excès de base; mais il ne cristallise pas aussi facilement, et c'est sous la forme de parallélipipèdes.

Avec la soude, l'acide borique forme deux sels différens. L'un, dans lequel l'alcali est en quantité plus que triple de celle nécessaire pour saturer l'acide, est d'un très-grand emploi dans les arts; il a été long-temps connu sous le nom de borax, et c'est en l'appelant ainsi qu'on en a exposé l'histoire et décrit les propriétés. L'autre est un sel neutre qui ne verdit point le sirop de violette, comme le borate avec excès de base, dont il diffère dans son état et dans sa dissolubilité; il ne cristallise, ni aussi facilement, ni de la même manière. Ce borate n'est pas efflorescent comme celui avec excès de base; mais, comme ce dernier, il se fond en un verre, et peut servir aux mêmes usages. On peut former le borate neutre, en saturant, avec quelqu'autre acide, la soude surabondante dans le borax, et en séparant ensuite les deux sels; mais il est évidemment préférable de saturer l'excès de soude avec une portion additionnelle de l'acide borique lui-même.

Le borate d'ammoniaque prend la forme de petits cristaux

rhomboïdaux, qui sont facilement décomposés par la chaleur, ou celle d'écailles d'une saveur urineuse piquante, qui perdent la forme cristalline, et brunissent par leur exposition à l'air.

Il est très-difficile de combiner l'acide borique avec l'alumine, au-moins par voie directe. Il a été recommandé, pour opérer cette combinaison, d'ajouter une dissolution de borax à une dissolution de sulfate d'alumine; mais il est préférable d'employer, dans ce cas, le borate neutre, par la raison, qu'avec le borax, la soude, qui est en excès, peut donner lieu à un précipité d'alumine, qu'on pourrait prendre, par erreur, pour un borate terreux.

L'acide borique s'unit par fusion avec la silice, formant ainsi un composé vitreux, solide et permanent. Cependant, ce borate de silice est insipide et insoluble, et paraît être inaltérable à l'air; il ne peut être formé qu'à l'aide d'une chaleur violente. On peut produire, de la même manière, des composés triples avec la silice et des borates déjà saturés avec d'autres bases.

L'acide borique a été trouvé par M. Hoëffer, à l'état isolé, dans plusieurs lacs d'eaux minérales chaudes, près de Monte-Rotondo, Berchiaio, et Castellonuovo, en Toscane, dans la proportion de 9 parties sur 100 d'eau. M. Mascagni l'a rencontré aussi adhérent à du schiste, sur les bords des lacs, de couleurs blanc obscur, jaune ou verdâtre, et cristallisé en aiguilles; il l'a également trouvé à l'état de combinaison avec de l'ammoniaque.

ACIDE CAMPHORIQUE. M. Kosegarten reconnut, il y a quelques années, qu'en distillant huit fois de suite de l'acide nitrique sur du camphre, on en obtenait un acide ayant des propriétés particulières. M. Bouillon-Lagrange, qui répéta depuis les expériences de M. Kosegarten, a présenté l'exposé qui suit, du mode de la préparation de cet acide, et de ses propriétés.

Après avoir introduit une partie de camphre dans une cornue de verre, et versé dessus quatre parties d'acide nitrique, à 36 degrés, on adapte un récipient à la cornue, en lutant bien toutes les jointures. On place alors la cornue sur un bain de sable, et on la chauffe par degrés; pendant l'opération, il se dégage beaucoup de gaz nitreux et du gaz acide carbonique; une partie du camphre se volatilise, tandis qu'une autre partie s'empare de l'oxigène de l'acide nitrique. Lorsqu'il ne se dégage plus rien, on délute les vaisseaux, et, après avoir détaché le camphre qui s'est sublimé, on l'ajoute à l'acide resté dans la cornue; on verse dessus une même quantité d'acide nitrique, puis on distille de nouveau. Il faut répéter cette opération jusqu'à ce que le camphre soit totalement acidifié; vingt parties d'acide nitrique, à 36 degrés, suffisent pour en acidifier une de camphre.

Lorsque tout le camphre est acidifié, il se cristallise dans la liqueur restante, alors on décante; et le tout étant versé sur un filtre, on y fait passer de l'eau distillée, pour enlever au camphre l'acide nitrique qu'il pourrait avoir retenu. L'indice le plus sûr pour reconnaître l'acidification du camphre, est sa cristallisation par le refroidissement de la liqueur qui reste dans la cornue.

Pour purifier l'acide ainsi obtenu, on le fait dissoudre dans de l'eau distillée chaude; et, après avoir filtré la liqueur, on l'évapore à-peu-près à moitié de son volume, ou jusqu'à ce qu'il se forme une légère pellicule; et, par le refroidissement, l'acide camphorique cristallise.

Cette expérience exigeant trop de temps, on peut y substituer celle qui suit :

Après avoir rempli une cloche sur le mercure de gaz oxigène, provenant du chlorate de potasse, on y fait passer un peu d'eau; et, d'une autre part, on place dans une petite coupelle, un morceau de camphre et un atôme de phosphore. On courbe ensuite un tube, de manière que l'une de ses extrémités soit placée dans la cloche, et l'autre dans une cuve

pneumato-chimique, sous une cloche remplie d'eau. L'appareil étant ainsi disposé, on allume le phosphore au moyen d'un fer rouge; le phosphore s'enflamme d'abord, et ensuite le camphre. La flamme produite par le camphre est très-vive; il y a dégagement de beaucoup de chaleur; la cloche se tapisse d'une substance noire, qui se détache peu-à-peu, et recouvre l'eau qui repose sur le mercure dans la cloche. Cette matière noire est de l'oxide de carbone; on recueille en-même-temps un gaz ayant tous les caractères du gaz acide carbonique; l'eau contenue dans la cloche est très-odorante, et tient de l'acide camphorique en dissolution.

L'acide camphorique a une saveur légèrement acide, amère, et il rougit la teinture du tournesol. Cet acide cristallise, et les cristaux qu'on obtient ont, dans leur ensemble, l'apparence de ceux du muriate d'ammoniaque; ce sont, suivant Kosegarten, des parallélipipèdes d'un blanc de neige. L'acide camphorique, exposé à l'air, s'y effleurit; il est très-peu soluble dans l'eau froide: placé sur des charbons ardens, il répand une fumée épaisse, aromatique, et se dissipe entièrement; à une douce chaleur, il fond et se sublime; les acides minéraux le dissolvent totalement; il décompose le sulfate et le muriate de fer; les huiles fixes et volatiles le dissolvent; il est aussi soluble dans l'alcool, et n'en est pas précipité par l'eau: propriété qui établit la différence entre cet acide et l'acide benzoïque, qui est précipité par l'eau de sa dissolution dans l'alcool. L'acide camphorique s'unit facilement aux terres et aux alcalis.

Pour préparer les camphorates de chaux, de magnésie et d'alumine, il faut délayer ces terres dans de l'eau, et y ajouter de l'acide camphorique cristallisé; après avoir alors fait bouillir le mélange, on le filtre encore chaud, et l'on concentre la liqueur par évaporation. Pour former le camphorate de baryte, on dissout la terre pure dans l'eau, et l'on ajoute à cette dissolution de l'acide camphorique cristallisé.

On se procure les camphorates de potasse, de soude et d'ammoniaque, en faisant dissoudre dans l'eau les carbonates de ces alcalis, et en saturant ensuite les dissolutions avec l'acide camphorique cristallisé. Après avoir alors chauffé, filtré et évaporé ces liqueurs, elles fournissent par refroidissement les camphorates. Ces sels, lorsque l'acide camphorique employé est très-pur, n'ont pas d'odeur; s'il ne l'est pas, ils conservent toujours une légère odeur de camphre.

Les camphorates d'alumine et de baryte laissent de l'acidité sur la langue; les autres ont une saveur un peu amère.

Tous les camphorates sont décomposés par la chaleur; l'acide en est séparé et se sublime, la base restant à l'état de pureté, à l'exception du camphorate d'ammoniaque, qui se volatilise entièrement.

En exposant les camphorates au jet du chalumeau, l'acide brûle avec une flamme bleue; celui d'ammoniaque donne d'abord une flamme bleue, qui finit par devenir rouge.

Les camphorates de chaux et de magnésie sont très-peu solubles; tous les autres se dissolvent plus facilement.

Les acides minéraux décomposent tous les camphorates.

Les alcalis et les terres agissent en raison de leurs affinités pour l'acide camphorique : l'ordre d'affinités est ainsi qu'il suit: chaux, potasse, soude, baryte, ammoniaque, alumine et magnésie.

Plusieurs dissolutions métalliques et plusieurs sels neutres, tels que le nitrate de baryte, et la plupart des sels calcaires, etc., décomposent les camphorates.

Les camphorates de chaux, de magnésie et de baryte, cèdent leur acide à l'alcool.

ACIDE CARBONIQUE. Cet acide étant un composé de carbone et d'oxigène, il peut être produit par la combustion du charbon; mais comme il existe en abondance tout formé, il n'est pas nécessaire d'avoir recours à ce moyen;

il suffit seulement de verser de l'acide sulfurique, étendu de cinq à six fois son poids d'eau, sur de la craie ordinaire, qui est un composé d'acide carbonique et de chaux; il s'ensuit une effervescence et dégagement de gaz acide carbonique, qui peut être recueilli à la manière ordinaire.

Comme les progrès rapides que la science de la chimie a faits dans la dernière partie du dix-huitième siècle, étaient en grande partie dûs à la découverte de cet acide, il peut être utile d'en présenter ici plus particulièrement l'histoire.

Paracelse et Vanhelmont eurent, l'un et l'autre, connaissance du fait, que, dans de certaines opérations, il se dégage de l'air de corps solides; et ce fut Vanhelmont, qui donna à l'air ainsi produit le nom de gaz. Boyle qualifia d'artificiels ces espèces d'airs, et soupçonna qu'ils pouvaient différer de l'air de l'atmosphère. Hales détermina la quantité d'air qui pourrait être dégagée d'une grande variété de corps, et fit voir que cet air formait une partie essentielle de leur composition. Le docteur Black prouva que les substances alors appelées chaux, magnésie et alcalis, étaient des composés consistant dans une espèce particulière d'air, et de la chaux, de la magnésie et de l'alcali, purs; il donna à cette espèce d'air le nom d'air fixe, comme existant fixé dans ces corps. Le docteur Priestley fit depuis, sur cet air ou gaz, des recherches qui lui firent reconnaître un grand nombre de ses propriétés. De ces propriétés, M. Keir conclut le premier que cet air était un acide, et cette opinion fut bientôt confirmée par les expériences de Bergman, Fontana et autres. Le docteur Priestley soupçonna d'abord que cet acide entrait comme élément dans la composition de l'air atmosphérique; et Bergman, adoptant la même opinion, l'appela acide aërien. M. Bewley le désigna par la dénomination d'air méphitique, par la raison qu'il ne pouvait être respiré sans occasionner la mort : cette dénomination fut aussi adoptée par Morveau. M. Keir l'appela acide calcaire; et enfin, ce

fut Lavoisier qui, après avoir découvert sa composition, lui donna le nom de gaz acide carbonique.

Les opinions des chimistes, concernant la composition de l'acide carbonique, furent aussi variables qu'elles l'avaient été relativement à sa dénomination. Le docteur Priestley et Bergman paraissent être les premiers qui l'aient considéré comme un élément, et plusieurs chimistes célèbres soutinrent que cet acide est le principe acidifiant. On découvrit depuis, que c'était un composé, et que l'oxigène en était un des élémens. D'après cette découverte, l'opinion prédominante parmi les chimistes, fut que l'acide carbonique consistait en oxigène et en phlogistique; et lorsque, suivant la théorie de Kirwan, hydrogène et phlogistique signifièrent la même chose, il fut en conséquence établi que l'acide carbonique était un composé d'oxigène et d'hydrogène. Lavoisier démontra bien cependant que cet acide se formait par la combinaison de l'oxigène et du carbone; mais l'ancienne opinion n'en fut pas moins maintenue, parce qu'on considérait le carbone lui-même comme étant un composé, dans la constitution duquel il entrait une très-grande quantité d'hydrogène. Mais après que Lavoisier eut prouvé que le poids de l'acide carbonique produit était précisément égal à ceux du charbon et de l'oxigène employés pour le former; après que Cavendish eût découvert que l'oxigène et l'hydrogène, lorsqu'ils étaient combinés, ne formaient pas de l'acide carbonique, mais de l'eau, il ne fut plus possible de douter que cet acide était composé de carbone et d'oxigène, et dès-lors toute discussion cessa.

S'il restait encore quelque chose pour que cette conclusion ne fût susceptible d'aucune objection, c'était de décomposer l'acide carbonique, et d'en faire connaître ainsi les parties composantes par l'analyse aussi bien que par la syntèse. M. Tennant a réussi à effectuer cette analyse, en procédant ainsi qu'il suit :

Après avoir introduit un morceau de phosphore et du

carbonate de chaux dans un tube de verre, il le scella hermétiquement et y appliqua la chaleur ; il y eut formation de phosphate de chaux, et il se déposa du charbon : or le phosphate de chaux consiste dans de l'acide phosphorique et de la chaux, et l'acide phosphorique est formé de phosphore et d'oxigène. Les substances introduites dans le tube étaient du phosphore, de la chaux et de l'acide carbonique; et les substances qu'on y a trouvées étaient du phosphore, de la chaux, de l'oxigène et du charbon; il en résulte donc que l'acide carbonique a été décomposé, et qu'il devait consister en oxigène et en charbon. Cette expérience fut répétée par le docteur Pearson, qui assura que le poids de l'oxigène formait, avec celui du charbon, un poids égal à celui de l'acide carbonique qui avait été introduit dans le tube; et, pour faire voir que c'était bien en effet l'acide carbonique qui avait été décomposé, il mit dans ce tube de la chaux pure et du phosphore, et, au-lieu de phosphate de chaux et de carbone, il n'y trouva autre chose que du phosphure de chaux. Ces expériences furent aussi confirmées par celles de Fourcroy, de MM. Vauquelin, Sylvestre et Brongniart; et le comte Mushin Puschkin, ayant fait bouillir du carbonate de potasse sur du phosphore purifié, obtint du charbon : ce qu'il considéra comme un exemple de décomposition de l'acide carbonique, et une confirmation des expériences ci-dessus citées.

L'acide carbonique existe en abondance dans la nature, et paraît être produit dans une grande variété de circonstances. Il forme les 44 centièmes du poids de la pierre à chaux, du marbre, du spath calcaire, et d'autres espèces naturelles de pierre calcaire, d'où on le dégage par la simple application de la chaleur, ou en vertu de l'affinité supérieure de quelqu'autre acide, la plupart des acides exerçant sur ces corps une action plus forte que celle de l'acide carbonique. Dans le cas de l'emploi des acides pour chasser l'acide carbonique, la chaleur n'est pas nécessaire, parce que cet acide est fortement

disposé à prendre la forme élastique. L'eau, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, et à une basse température, absorbe un peu au-delà de son volume de gaz acide carbonique, et devient alors un acide faible; si la pression est plus grande, l'absorption est augmentée, il est à observer aussi qu'il devrait y avoir plus de ce gaz présent, que l'eau n'en absorbera. L'eau chauffée absorbe moins; et, si de l'eau imprégnée d'acide carbonique est exposée à un feu vif, le dégagement rapide du gaz acide carbonique produira des bulles qui donneront à cette eau l'apparence de son état d'ébullition, quoique la chaleur n'excède pas celle que la main peut supporter. Par la congélation, ce gaz se sépare facilement et complètement de l'eau; mais aucun degré de froid ou de pression n'a encore pu réduire l'acide carbonique à l'état dense, ou concentré, de fluidité.

Le gaz acide carbonique est beaucoup plus dense que l'air ordinaire, et c'est par cette raison qu'il occupe les parties plus basses des mines, cavernes et grottes où se trouvent les matériaux qui le fournissent par décomposition; les mineurs l'appellent mofette suffocante (*choke-damp*). La grotte du Chien, dans le royaume de Naples, a été fameuse depuis des siècles, par le récit des effets que produit la couche de gaz acide carbonique qui en recouvre le fond. Il existe sur le côté d'une montagne, près le lac Agnano, un antre ou cavité qui n'a pas moins de dix-huit pieds de son entrée à son extrémité intérieure, et dans laquelle, si l'on y pousse un chien ou un autre animal la tête baissée, il périt aussitôt, par l'effet de l'exhalaison de ce gaz délétère.

Il y a émission de gaz acide carbonique en grandes quantités des corps qui sont à l'état de fermentation vineuse; et, à raison de sa grande pesanteur, il occupe l'espace paraissant vide, ou la partie supérieure des vaisseaux dans lesquels la fermentation a lieu. On peut faire une grande variété d'expériences remarquables sur cette couche de fluide élastique. En y plongeant du papier allumé, ou une chandelle qui brûle,

ils s'éteignent aussitôt; et la fumée qui reste dans le gaz acide carbonique rend visible sa surface, qui, par l'agitation, peut être mise à l'état d'ondulation comme l'eau. Si l'on place dans ce gaz une soucoupe remplie d'eau, et qu'on l'y agite vivement, cette eau en devient bientôt imprégnée, et a acquis la saveur piquante de l'eau de pyrmont. Le gaz acide carbonique peut être, à raison de son poids, introduit dans un cruchon ou bouteille, et le vase étant bien bouché, on peut s'en servir pour transporter ce gaz à de grandes distances; on peut aussi le soutirer d'un vaisseau au moyen d'un robinet, à la manière d'un liquide. Les effets produits, lorsqu'on transvase ce fluide invisible d'un vaisseau dans un autre, paraissent très-singuliers. Si l'on place une chandelle allumée, ou un petit animal dans un vaisseau creux, la chandelle s'éteint, et l'animal expire peu de secondes après que le gaz acide carbonique a été introduit par dessus dans le vaisseau, quoiqu'on ne puisse rien apercevoir à la vue, qui y ait été mis; si, cependant, on introduit du gaz acide carbonique dans un vaisseau rempli d'air, à la clarté du soleil, sa densité étant beaucoup plus grande que celle de l'air, elle le rend légèrement visible par les ondulations et les stries formées par lui sur ce fluide, à mesure qu'il descend en le pénétrant.

L'acide carbonique rougit l'infusion de tournesol; mais, par l'exposition à l'air, la couleur rouge disparaît à mesure que l'acide se dégage. Il a un goût piquant particulier, qui se reconnaît aisément au-dessus des cuves de vin ou de bierre en fermentation, comme aussi dans le vin de champagne pétillant, et dans les espèces plus spiritueuses de cidre. L'acide carbonique réfracte la lumière qui le traverse, mais sans qu'il en éprouve aucune altération, quoiqu'il paraisse, d'après l'expérience, que la lumière facilite la séparation de ses principes par d'autres substances. Il ne s'unira pas à une dose d'oxigène plus forte que celle de 72 parties sur 100, proportion de ce principe qu'il contient, les 28 autres parties étant du carbone pur. Non-seulement cet acide détruit la vie,

mais encore l'effet qu'il produit sur le cœur et les muscles des animaux, est tel, qu'ils ont perdu toute leur irritabilité, au point d'être devenus insensibles à l'action stimulante du galvanisme.

L'acide carbonique est dilaté par la chaleur, qui ne produit pas d'autre effet sur lui; il n'est point attaqué par l'oxigène, ni par aucun des combustibles simples. Le charbon l'absorbe, et il le rend, aux températures ordinaires, sans qu'il ait éprouvé de changement; mais lorsqu'on fait passer cet acide gazeux à travers du charbon à l'état d'ignition, dans un tube, il est converti en oxide de carbone. Le phosphore est insoluble dans le gaz acide carbonique; mais, ainsi qu'on l'a déjà observé, il peut le décomposer par affinité composée, à l'aide d'une chaleur suffisante. Le même effet est produit, suivant Priestley et Cruickshank, par le fer, le zinc, et plusieurs autres métaux. L'acide carbonique, mêlé avec les gaz sulfuré, phosphoré, ou carboné, rend ces gaz moins combustibles, ou détruit entièrement en eux cette propriété, mais sans qu'ils en éprouvent d'autre changement sensible. De semblables mélanges se rencontrent dans diverses analyses, et particulièrement dans les produits de la décomposition des substances végétales et animales. L'air inflammable des marais est fréquemment de l'hydrogène carboné, mêlé intimement avec du gaz acide carbonique; et ce gaz accompagne très-souvent le gaz hydrogène sulfuré, qu'on obtient d'eaux minérales.

Il paraît résulter des expériences d'Ingenhousz, que l'acide carbonique est d'une très-grande utilité pour favoriser la végétation. Cet acide est probablement décomposé par les organes des plantes, sa base fournissant au-moins partie du carbone qui est si abondant dans les végétaux, et son oxigène contribuant à rétablir, dans l'atmosphère, ce principe nécessaire au soutien de la vie, qui est continuellement diminué par la respiration des animaux, et par d'autres causes.

Les expériences les plus exactes, sur les carbonates



neutres, concourent à prouver que le nombre équivalent pour l'acide carbonique, est 2,75, et que cet acide consiste dans un atôme de carbone = 0,75, + 2,0 oxigène. Cette proportion se déduit, de la manière la plus exacte, de la comparaison des pesanteurs spécifiques des gaz acide carbonique et oxigène : car il est bien reconnu que ce dernier gaz, par sa combinaison avec le charbon, et sa conversion dans le premier gaz, ne change pas de volume. Or, 1 décimètre cube d'oxigène pèse 1,43 gram., et le poids d'un décimètre cube d'acide carbonique, est de 1,97 gram. : ce qui fait voir que le poids du charbon, combiné dans cette quantité, doit être de 0,54 gram.; mais il n'existe dans l'oxide de carbone, que la moitié de l'oxigène que contient l'acide carbonique, d'où l'on doit inférer que l'oxide de carbone consiste dans un atôme d'oxigène uni à un atôme de carbone. Cette conclusion est justifiée, *à priori*, par le poids 2,75 déduit des carbonates, comme étant celui de l'atôme d'acide carbonique; on a donc cette proportion :

Si 1,43 gram. représente deux atômes d'oxigène, ou 2; 0,54 représenteront un atôme de carbone. 1,43 : 2 :: 0,54 : 0,75, = comme ci-devant, l'atôme, ou la première proportion de combinaison de carbone. Si la pesanteur spécifique de l'air atmosphérique est = 1,000, celle de l'acide carbonique sera = 1,5236.

Il a été dit que l'eau absorbe environ un volume égal au sien, de gaz acide carbonique, et qu'elle acquiert ainsi une pesanteur spécifique de 1,0015. Ce gaz en est chassé complétement, soit par la congélation, soit en le faisant bouillir. Par un moyen de pression artificielle, on peut faire absorber à l'eau deux ou trois fois son volume d'acide carbonique. Lorsqu'on ajoute aussi à cette eau un peu de potasse ou de soude, elle devient eau alcaline aérée ou carbonatée, boisson agréable, et dont on peut faire usage comme remède, qui

n'est pas sans activité dans plusieurs états de souffrances, particulièrement dans les cas de dyspepsie, de convulsion d'estomac, et de maladies des reins. L'alcool condense deux fois son volume d'acide carbonique. La plus belle expérience analytique qu'on puisse faire avec l'acide carbonique, est celle d'y opérer la combustion du potassium, la formation de potasse, et le dépôt de charbon. Rien ne peut offrir, sous un point-de-vue plus favorable, le pouvoir de la recherche chimique, que l'extraction d'un gaz invisible, du marbre de Paros ou du spath cristallisé, et sa résolution, par une telle expérience, en oxigène et en carbone. D'après les proportions ci-devant établies, il faudrait employer environ 32 centigrammes de potassium, pour 49 centimètres cubes du gaz. Si la quantité de potassium était moindre, le gaz ne serait pas décomposé en totalité, et il en serait absorbé une partie par la potasse. On obtiendrait, des proportions indiquées de potassium et de gaz, environ 2,5 centigrammes de charbon. Si, après avoir fait chauffer au rouge dans un fourneau, un tube de porcelaine contenant du fil de fer très-mince, roulé en spirale, on fait passer et repasser de l'acide carbonique dans ce tube, au moyen de vessies, l'une pleine, l'autre vide, fixées à ses extrémités, le gaz sera converti en oxide de carbone, et le fer sera oxidé.

Avant que la véritable nature de l'acide carbonique fût connue, les composés de cet acide avec les terres et les alcalis, n'étaient pas considérés comme des sels, mais comme les terres et les alcalis eux-mêmes; on ne distinguait ces composés que par les noms de *doux* ou *effervescent*, selon qu'ils avaient la propriété de faire effervescence avec les acides, et de manquer de causticité.

Ce qui caractérise les carbonates, est leur effervescence avec presque tous les acides, même l'acide acétique; et lorsqu'on fait passer dans de l'eau de chaux, au moyen d'un tube, l'acide gazeux que les acides en séparent, cette eau perd sa saveur et se trouve convertie en craie et en eau pure.

Le *carbonate de baryte* fut formé artificiellement par Bergman et Schéele, en 1776. Mais ce fut le docteur Withering qui, en 1783, le trouva le premier natif dans les mines de Alston Moor, en Angleterre, ce qui lui fit donner, par Werner, le nom de witherite. On l'a aussi appelé *spath pesant aéré*, *baroselénite aérée*, *terre pesante aérée* ou *baryte*, *barolite*, *etc.* On a remarqué que ses cristaux affectent quatre formes différentes, savoir : celles de pyramides doubles à six faces, de pyramides doubles à quatre faces, de colonnes hexaèdres terminées par une pyramide d'un même nombre de faces, et de petits cristaux radiés de treize millimètres environ de longueur et très-fins, ayant l'apparence de prismes hexagones arrondis vers la pointe. On présume que la forme primitive du carbonate de baryte est le prisme hexaèdre; sa pesanteur spécifique de 4,331, dans son état natif, excède à peine 3,763, lorsqu'il a été artificiellement formé.

On peut obtenir ce carbonate en exposant à l'air atmosphérique, une dissolution de baryte pure, dont la surface se recouvre par l'absorption de gaz acide carbonique d'une pellicule de ce sel; ou bien, on peut ajouter, à cette dissolution, de l'acide carbonique, qui y produit aussitôt un précipité abondant. On se procure encore ce carbonate en précipitant une dissolution de nitrate ou de muriate de baryte par une dissolution de carbonate de potasse, de soude ou d'ammoniaque; le précipité formé, dans l'un ou l'autre de ces cas, étant lâvé avec soin, se trouvera être du carbonate de baryte très-pur. On obtiendra également le carbonate de baryte, par voie sèche, en décomposant, à l'aide de la chaleur, le sulfate natif de baryte par le carbonate de potasse ou de soude; mais par ce moyen, le sulfate n'est jamais complètement décomposé, et il en reste en état de mélange avec le carbonate.

Le carbonate de baryte exige, pour sa dissolution dans l'eau, 4304 fois son poids de ce liquide froid, et 2304 fois, seulement, lorsqu'il est bouillant; et il faut beaucoup de

temps pour opérer cette dissolution; mais l'eau saturée d'acide carbonique dissout $\frac{1}{830}$ de son poids de ce sel. Il est inaltérable à l'air, mais il peut être décomposé par l'application d'une très-violente chaleur, soit dans un creuset de plombagine, ou lorsqu'il a été mis à l'état de pâte avec de la poussière de charbon. L'acide sulfurique concentré, ou étendu de trois ou quatre parties d'eau, n'en sépare l'acide carbonique avec effervescence qu'à l'aide de la chaleur. L'acide muriatique n'exerce également d'action sur ce carbonate qu'étant étendu d'eau ou aidé par la chaleur. L'acide nitrique ne l'attaque pas du tout, à moins qu'il ne soit étendu. Ce sel n'a pas de saveur sensible, et cependant, il est extrêmement vénéneux; on pourrait s'en servir avec avantage pour séparer les bases de plusieurs sels. Le carbonate de baryte est composé de 2,75 acide et 9,75 de baryte; son nombre équivalent consiste donc dans la somme de ces nombres = 12,5.

Le *carbonate de strontiane* fut annoncé par le docteur Crawford, en 1790, comme formant un carbonate distinct; mais c'est au docteur Hope qu'est due la première description exacte de ce sel, insérée dans les Transactions d'Edimbourg. On l'a trouvé natif en Ecosse, dans l'Argylshire, et à Leadhills. Il se présente ordinairement en aiguilles fines striées, ou en prismes paraissant être des hexaèdres demi-transparens, et d'une couleur blanche avec une légère teinte de vert. Ce carbonate n'a point de saveur; il lui faut 1536 parties d'eau bouillante pour le dissoudre, et il est inaltérable à l'air. Chauffé fortement dans un creuset, il perd une partie de son acide; et cette décomposition est facilitée, si on le met à l'état de pâte avec de la poussière de charbon. A un feu violent, il attaque le creuset, et se fond en un verre dont la couleur ressemble à celle de la chrysolithe, ou du phosphate de chaux pyramidal. Lorsqu'étant réduit en poudre, on le jette sur des charbons bien ardens, ou sur la flamme d'une chandelle, il produit des étincelles rouges. Les mêmes phénomènes se présentent en le traitant au chalumeau; il s'y

fond en un globule vitreux opaque, qui tombe en poudre à l'air libre. Sa pesanteur spécifique n'est que de 3,66, ce en quoi il diffère d'une manière marquante du carbonate de baryte, de même qu'il s'en distingue aussi, en ce qu'il n'est pas vénéneux, d'après les expériences faites avec ce sel par Bellotier sur divers animaux.

Ce carbonate consiste dans 6,5 strontiane + 2,75 acide carbonique = 9,25.

Le *carbonate de chaux* existe en grande abondance dans la nature, diversement mêlé avec d'autres corps, sous les noms de *marbre*, de *craie*, de *pierre à chaux*, de *stalactites*, *etc.*, composés, dans lesquels il est d'un usage plus important et plus étendu que tout autre sel quelconque, à l'exception peut-être du muriate de soude. Ce carbonate se rencontre souvent cristallisé, et d'une transparence parfaite. La forme primitive de ses cristaux est le prisme rhomboïdal à angles de 101°,5 et de 78°,5; celle de sa molécule intégrante est la même. Cependant, outre cette forme primitive des cristaux du carbonate de chaux, il en a été reconnu et décrit par les minéralogistes de grandes variétés d'autres. La pesanteur spécifique des marbres est de 2,65 à 2,85; celle des carbonates cristallisés d'environ 2,7; des stalactites de 2,32 à 2,47; des pierres à chaux de 1,39 à 2,72.

Le carbonate de chaux n'a presque pas de saveur; il est insoluble dans l'eau pure; mais ce liquide saturé d'acide carbonique peut en prendre la quinze-centième partie de son poids, et le sel se précipite de cette dissolution, à mesure de dégagement de l'acide. Il ne s'altère que peu, ou même pas du tout à l'air; chauffé, il décrépite, son eau de cristallisation s'en sépare, et à la fin son acide; mais il faut une chaleur assez forte pour le lui enlever complètement. Ce carbonate est ainsi converti en chaux.

Le carbonate de chaux est composé de 3,56 chaux + 2,75 acide carbonique = 6,31, ou sur 100 parties de 56,4 chaux, et 43,6 acide.

Le *carbonate*, ou plutôt *sous-carbonate de potasse*, fut long-temps connu sous le nom d'*alcali végétal*. On l'appela aussi *nitre fixé*, *sel de tartre*, *sel d'absinthe*, *etc.*, d'après les différens modes employés pour se le procurer, et selon qu'on le supposait retenir quelque chose des vertus de la substance d'où il avait été extrait. Cette erreur a été autrefois rectifiée ; mais la connaissance de la véritable nature de ce carbonate est d'une date plus récente.

L'eau dissolvant, à la température ordinaire de l'atmosphère, au-delà de son poids de ce sel, elle fournit ainsi un moyen facile de découvrir en général s'il a été sophistiqué ; et comme il importe souvent dans des manufactures de reconnaître combien un échantillon particulier du sel contient d'alcali, on peut la déterminer par la quantité d'acide sulfurique qu'il pourra saturer.

Ce sel est déliquescent : il consiste dans 5,94 potasse, + 2,75 acide carbonique = 8,69.

Le *bicarbonate de potasse* cristallise, suivant Fourcroi, en prismes carrés, terminés par des pyramides quadrangulaires; et, d'après Pelletier, en prismes tétraèdres rhomboïdaux avec sommets dièdres. Le cristal complet a huit faces, savoir : deux hexagones, deux rectangles et quatre rhombes. La saveur de ce sel est urineuse, mais elle n'a point de causticité ; il verdit le sirop de violettes. L'eau bouillante en dissout les cinq sixièmes de son poids, et l'eau froide le quart; l'alcool n'en peut prendre, même à chaud, au-delà d'un douze-centième : sa pesanteur spécifique est de 2,012.

Lorsque ce sel est très-pur, et bien cristallisé, il s'effleurit par son exposition à une atmosphère sèche, quoiqu'on l'eût autrefois considéré comme étant déliquescent. Le fait est, que le sel de tartre ordinaire du commerce est un composé de ce carbonate, et de potasse pure, et cette substance étant très-déliquescente, attire l'humidité de l'air jusqu'à ce que le tout soit dissous. Cette dissolution, douce au toucher,

et ainsi préparée, était appelée par les anciens chimistes, *huile de tartre par défaillance*.

Le bicarbonate de potasse entre en fusion à une douce chaleur; il perd son eau de cristallisation, s'élevant aux neuf centièmes, et il abandonne une portion de son acide carbonique, qui, cependant, à aucun degré de chaleur, n'en peut être entièrement séparé. Ainsi, le carbonate de potasse étant toujours obtenu par incinération de substances végétales, et par lessivage, il doit être dans l'état intermédiaire, ou celui d'un carbonate avec excès d'alcali; et pour obtenir le véritable carbonate, il faut saturer ce sel avec de l'acide carbonique, ce à quoi on réussit le mieux, en faisant passer l'acide à l'état de gaz à travers une dissolution du sel dans deux fois son poids d'eau; ou, si l'on veut avoir la potasse pure, il faut avoir recours à la chaux pour séparer la portion d'acide qui ne peut être enlevée par la chaleur.

Un autre moyen, recommandé par M. Berthollet, et dont on peut faire usage dans quelques circonstances, consiste à ajouter du carbonate d'ammoniaque solide à une dissolution de potasse non saturée; et en distillant ensuite le mélange, on peut obtenir l'ammoniaque sous la forme de gaz, ou caustique liquide, tandis que le carbonate cristallise dans la cornue.

Le bicarbonate, appelé ordinairement sur-carbonate par les pharmaciens, consiste dans 2 atômes acide carbonique $= 5,500$, 1 atôme potasse $= 5,960$, et 1 atôme eau $= 1,125$, en tout 12,565.

Le *carbonate de soude*, connu également depuis longtemps, a été distingué du carbonate de potasse par le nom d'*alcali minéral*. Il porte ordinairement dans le commerce, celui de *barille* ou *soude*; dans cet état, cependant, il contient toujours un mélange de corps terreux, et généralement du sel marin. On peut le purifier en le faisant dissoudre dans une petite portion d'eau, en évaporant à une douce chaleur la dissolution filtrée, et de la surface de laquelle on en-

lève avec soin les cristaux de muriate de soude, à mesure qu'ils s'y forment. Lorsqu'il ne s'en présente plus, on laisse refroidir la liqueur, et le carbonate de soude cristallise. Pour obtenir ce sel parfaitement pur, Klaproth sature, avec de l'acide nitrique, la dissolution du carbonate de soude ordinaire dans l'eau, en ayant soin que l'acide soit en léger excès. Il sépare alors l'acide sulfurique par du nitrate de baryte, et l'acide muriatique, au moyen du nitrate d'argent; après avoir alors évaporé à siccité le liquide ainsi purifié, il fait fondre le nitrate de soude obtenu, et le décompose par détonation avec du charbon. En lessivant alors le résidu, il obtient le carbonate de soude cristallisé. Si ce carbonate n'est pas pur, et qu'il s'y trouve de la potasse, en ajoutant de l'acide tartrique à sa dissolution assez concentrée, cet acide y produira un précipité.

Le carbonate de soude existe en abondance dans la nature. Ce sel a été connu de temps immémorial, sous le nom de *nitrum*, *natron* ou *natrum*, en Egypte, où il est recueilli de la surface de la terre, particulièrement après la dessiccation des eaux temporairement stagnantes. Le docteur Bostock de Liverpool, reconnut dernièrement que l'efflorescence qui recouvre en grande quantité le vieux plâtre en décomposition des bains de mer de cette ville, consistait dans du carbonate de soude. D'après l'analyse que fit Klaproth d'un carbonate de soude venant de Tripoli, et appelé *trona*, du nom du lieu où il avait été trouvé, ce carbonate consistait dans 37 parties de soude, 38 parties d'acide carbonique, 22,5 parties d'eau de cristallisation, et 2 parties de sulfate de soude. Le carbonate de soude n'est point efflorescent à l'air; on le prépare en grand en Espagne par l'incinération de la plante marine salsola; et on le retire en Angleterre, ainsi qu'en France, de différentes espèces d'algues. Ce sel se rencontre aussi dans des eaux minérales, et dans quelques fluides animaux.

Le carbonate de soude cristallise en dodécaèdres irrégu-

liers ou rhomboïdaux, formés de deux pyramides quadrangulaires, tronquées très-près de leurs bases. Il ne présente souvent que des lames rhomboïdales; sa pesanteur spécifique est de 1,3591. Sa saveur est urineuse et légèrement âcre sans être caustique; il verdit les couleurs bleues végétales; il est soluble dans moins de son poids d'eau bouillante, et dans deux fois son poids d'eau froide. C'est un des sels les plus efflorescens qu'on connaisse, se réduisant complètement en poudre dans peu de temps. Par l'application de la chaleur, il est promptement rendu liquide, à raison de la grande proportion de son eau de cristallisation; mais en continuant de le chauffer, il se dessèche, et alors il fond. Il est un peu plus fusible que le carbonate de potasse, facilite à un plus haut degré la fusion des terres, et forme un verre de meilleur qualité; comme le carbonate de potasse, il retient avec beaucoup de force une certaine portion de son acide carbonique. Dans son état sec, ce carbonate consiste en 3,94 soude + 2,75 acide = 6,69.

Mais les cristaux contiennent 10 atômes d'eau. Ils sont composés, sur cent parties, de 22 soude, 15,3 acide carbonique + 62,7 eau, ou d'un atôme soude = 3,94, 1 atôme acide carbonique = 2,75, et 10 atômes eau = 11,25, en tout 17,94.

On peut préparer le bicarbonate de soude, en saturant avec du gaz acide carbonique la dissolution du carbonate précédent; en évaporant alors la liqueur à siccité, au moyen d'une chaleur très-ménagée, on obtient une masse saline blanche irrégulière. Ce carbonate ne cristallise pas; ses parties constituantes sont, 3,94 soude + 5,50 acide carbonique, + 1,125 eau = 10,565, ou sur 100 parties, 37,4 soude + 52 acide + 10,6 eau. Le composé natif intermédiaire, le trona d'Afrique, consiste, suivant M. R. Philipps, en 3 acide carbonique, + 2 soude + 4 eau; ou, sur 100 parties, dans 38 soude, 40 acide + 22 eau.

Le *carbonate de magnésie*, à l'état de saturation impar-

faite avec l'acide, a été employé pendant quelque temps en médecine, sous le simple nom de magnésie. On le prépare par précipitation du sulfate de magnésie, au moyen du carbonate de potasse, en mêlant ensemble, à chaud, des dissolutions dans leur poids d'eau bouillante, et filtrées, de parties égales de sulfate de magnésie et de carbonate de potasse ; le sulfate de potasse est séparé par un lavage abondant avec de l'eau; et après avoir laissé filtrer et s'égoutter le carbonate de magnésie, on l'étend sur un papier mince, qu'on porte à l'étuve pour faire sécher ce sel. On l'obtiendra ainsi, à l'état de dessiccation, en gâteaux blancs friables, ou en poudre fine.

Pour se procurer le carbonate de magnésie saturé d'acide, on peut mêler à froid une dissolution de sulfate de magnésie avec une dissolution de carbonate de potasse; et comme au bout de quelques heures l'acide carbonique, qui était en surabondance dans la dissolution, se dégage, le carbonate de magnésie s'y formera en prismes transparens très-réguliers à six pans égaux. On peut également obtenir ce carbonate, en faisant dissoudre de la magnésie dans de l'eau imprégnée d'acide carbonique, et en exposant la dissolution à l'air libre. On se procurera, suivant M. Thomson, les cristaux les plus réguliers de carbonate de magnésie, en mêlant ensemble 125 parties de sulfate de magnésie et 136 parties de carbonate de soude; ce mélange ayant été dissous dans l'eau, et la dissolution filtrée, on l'abandonne à elle-même pendant deux ou trois jours.

Ces cristaux perdent promptement leur transparence, et se recouvrent d'une poudre blanche ; chauffés dans un creuset, ils décrépitent légèrement, perdent leur eau et leur acide, tombent en poudre, et sont réduits au quart de leur poids primitif. Lorsqu'on calcine en grand le carbonate de magnésie, il paraît être à l'état d'ébullition, ce qui provient du dégagement d'acide carbonique; il s'en élève une petite portion comme une vapeur qui se dépose en une poudre

blanche sur les corps froids qu'elle vient à toucher; et, dans un lieu obscur, vers la fin de l'opération, elle luit avec une lumière phosphorique bleuâtre. Ce carbonate perd ainsi la moitié de son poids, et la magnésie reste à l'état de pureté parfaite.

La magnésie du commerce étant quelquefois altérée à dessein par un mélange de craie, on peut reconnaître cette fraude par l'addition d'un peu d'acide sulfurique étendu de 8 ou 10 fois son poids d'eau. Cet acide formera, avec la magnésie, un sel très-soluble, tandis que le sulfate de chaux restera sans avoir été dissous. La magnésie calcinée se dissolverait dans cet acide étendu, sans production d'effervescence.

Le carbonate de magnésie cristallisé, est soluble dans 48 fois son poids d'eau froide; le carbonate ordinaire en exige au-moins 10 fois autant, et il forme d'abord une pâte avec une petite portion de ce liquide.

Guyton-Morveau a trouvé le carbonate de magnésie natif près Calstellamonte, dans une pierre qu'on y considère comme étant une argile très-riche en alumine. Cette pierre est amorphe, d'un blanc de céruse; et aussi compacte et dure que de la craie; elle n'adhère pas sensiblement à la langue, et n'a point l'odeur d'argile. Sa pesanteur spécifique, après dégagement de toutes les bulles d'air qu'elle contient, est de 2,612. Au feu, elle perd les 0,585 de son poids, et est devenue assez dure pour rayer légèrement le verre de Bohême. L'analyse a fait reconnaitre que cette pierre était composée de 26,3 magnésie, 14,2 silice, acide carbonique 46, eau 12, et une quantité inappréciable de fer.

Le *carbonate d'ammoniaque*, vulgairement connu autrefois sous le nom de *sel ammoniac volatil*, et dans d'autres pays que l'Angleterre, où il fut préparé pour la première fois, *sel volatil d'Angleterre*, s'appelait ordinairement *alcali volatil dulcifié*, avant que sa véritable nature fût connue.

Ce carbonate, dans son état de pureté, est sous forme

cristalline, mais sans en affecter qui soit très-régulière. Ses cristaux sont tellement petits, qu'il est difficile d'en déterminer la figure. Bergman les décrit comme étant des octaèdres aigus, dont les quatre angles sont tronqués. Romé de Lisle en eut en prismes tétraèdres comprimés, terminés par un sommet dièdre. Bergman obtint ses cristaux en saturant de l'eau chaude avec ce sel, et en exposant à un grand froid le flacon bien bouché qui contenait la liqueur. Les cristaux, ordinairement produits par sublimation, sont de petits paquets d'aiguilles, ou des prismes très-déliés, disposés de manière à représenter des herborisations, des feuilles de fougère, ou des plumes. La saveur et l'odeur de ce carbonate sont les mêmes que la saveur et l'odeur de l'ammoniaque pure, mais beaucoup plus faibles. Il fait virer au vert la couleur de violette, et celle du curcuma au brun; il se dissout dans au-delà de deux fois son volume d'eau froide, et dans son propre poids d'eau chaude; mais à la chaleur de l'eau bouillante, il se volatilise. Dans son état de pureté, et de saturation complète, il ne s'altère point à l'air; mais lorsqu'il est avec excès d'ammoniaque, il se ramollit et devient humide. On ne peut douter, cependant, que ce carbonate ne soit soluble dans l'air, car si on le laisse dans un vaisseau ouvert, il diminue peu-à-peu de poids, et son odeur particulière se répand à une certaine distance; la chaleur le sublime aisément, mais elle ne le décompose pas.

Le carbonate d'ammoniaque a été préparé par distillation à feu nu de substances animales. On se l'est procuré aussi en exposant ces substances dans des pots de fer à un feu augmenté par degrés jusqu'à une forte chaleur rouge, en retirant la liqueur qui passait d'abord, pour que le sel ne fût pas dissous. C'est ainsi qu'on se procurait le *sel de corne de cerf*, le *sel de suie*, le *sel essentiel de vipère*, *etc.*; si le sel était dissous dans l'eau, on l'appelait *esprit* de la substance d'où on l'obtenait. De cette manière, cependant, sa pureté était altérée par une huile animale fétide, en grande proportion,

qu'il fallait subséquemment en séparer; et on le fabrique beaucoup mieux en sublimant, dans une cornue de terre, un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque, et deux parties de carbonate de chaux, ces sels étant desséchés l'un et l'autre autant que possible.

Sir Humphry Davy a fait voir que les parties composantes du carbonate d'ammoniaque varient suivant le mode de sa préparation. Plus la température à laquelle il a été formé était basse, plus les proportions d'acide et d'eau sont grandes. C'est ainsi que lorsqu'il est produit à la température d'environ 150 degrés centigrades, il contient plus de 50 pour 100 d'alcali, et pas au-delà de 20 pour 100, si cette température n'était que de 15 degrés.

Il existe trois ou quatre composés définis d'acide carbonique et d'ammoniaque. Le premier est le sous-carbonate solide du commerce; il consiste dans 55 d'acide carbonique, 30 d'ammoniaque, et 15 d'eau, ou probablement dans 3 atômes d'acide carbonique, 2 atômes d'ammoniaque, et 2 atômes d'eau; au total, 14,76 représentant son nombre équivalent. Mais M. Gay-Lussac a fait voir, qu'en mêlant 100 volumes de gaz ammoniac avec 50 volumes d'acide carbonique, les deux gaz se précipitent en un sel solide, devant consister en poids, dans $56 \frac{1}{2}$ acide + $43 \frac{2}{3}$ alcali, ou ce qui est dans le rapport d'un atôme de chacun; c'est le second composé. Le troisième se forme, en exposant à l'air le sous-carbonate piquant réduit en poudre; il y devient inodore par l'évaporation d'une portion définie de son ammoniaque. C'est alors un composé d'environ 55 ou 56 d'acide carbonique, 21,5 ammoniaque, et 22,5 eau. Il peut être représenté par 2 atômes d'acide, 1 atôme d'ammoniaque, et 2 atômes d'eau = 12. On a supposé qu'on pouvait obtenir le quatrième composé, en faisant passer de l'acide carbonique dans une dissolution du sous-carbonate, jusqu'à ce qu'il soit saturé. Il y a lieu de croire, cependant, que le produit sera le même que le dernier sel.

M. Gay-Lussac en infère, que le carbonate neutre consiste dans des volumes égaux des deux gaz, quoiqu'ils ne se combinent pas directement dans ces proportions. Ce serait, pour les proportions du sel inodore, le rapport de 18,1 à 46,5, car 46,5 : 18,1 :: 55 : 21,42.

Il est bien connu que ce sel se met ordinairement dans les flacons à odeur, souvent avec l'addition de quelque huile odoriférante.

Fourcroy a reconnu qu'il se forme, dans quelques cas, un carbonate ammoniaco-magnésien. Ainsi, lorsqu'on décompose, par voie humide, du carbonate d'ammoniaque, au moyen de la magnésie, en laissant ces deux substances en contact entre elles dans un flacon bien bouché, il ne s'opérera pas une décomposition complète, mais il se formera une portion de ce sel triple. Il en sera de même, si l'on précipite, par de l'ammoniaque pure, une dissolution aqueuse de carbonate de magnésie, imprégnée d'acide carbonique; ou bien, encore, si l'on précipite par du carbonate de potasse ou de soude, un sulfate, un nitrate, ou un muriate ammoniaco-magnésien.

Les propriétés de ce sel triple ne sont pas encore connues; mais il cristallise différemment que le carbonate de l'une ou l'autre de ses bases, et il suit des lois de dissolubilité et de décomposition qui lui sont propres.

Le carbonate de glucine a été examiné par M. Vauquelin; et c'est des sels de cette terre, celui dont les propriétés ont été le plus exactement établies. Ce carbonate est sous la forme d'une poudre blanche, grumeleuse, jamais sèche, mais onctueuse et douce au toucher. Cette poudre est insipide, tandis que les autres sels de glucine sont sucrés; elle est très-légère, insoluble dans l'eau, parfaitement inaltérable à l'air, mais se décomposant aisément au feu.

Une dissolution saturée de carbonate d'ammoniaque se charge d'une certaine proportion de carbonate de glucine, avec lequel le carbonate d'ammoniaque forme un sel triple.

C'est par cette propriété que M. Vauquelin parvint à séparer la glucine de l'alumine, et elle fut un des moyens dont il se servit pour distinguer cette terre.

L'acide carbonique ne paraît pas avoir beaucoup de disposition à s'unir à la terre argileuse. Cependant, la plupart des argiles donnent une petite quantité de cet acide, par l'application de la chaleur; et Fourcroy dit que les argiles grasses font effervescence avec les acides. La substance d'un blanc de neige, ressemblant à de la craie, et connue sous le nom de *lait de lune*, a été trouvée consister presqu'entièrement en alumine saturée d'acide carbonique. Une fiole contenant 30 grammes d'eau imprégnée d'acide carbonique, avec de l'alumine en surabondance, ayant été abandonnée pendant quelques mois, à l'évaporation spontanée, il s'y produisit, sous la forme de deux pyramides héxaèdres, se joignant à une base commune, une substance saline, pesant de 30 à 40 centigrammes, et d'une saveur qui ressemblait à celle de l'alun.

M. Vauquelin s'est assuré qu'on peut obtenir le carbonate de zircone, en évaporant du muriate de zircone, et en précipitant sa dissolution dans l'eau par un carbonate alcalin. Suivant lui aussi, ce carbonate se combine très-aisément, de manière à former un sel triple, avec l'un ou l'autre des trois carbonates alcalins.

ACIDE CASÉIQUE. Nom donné par M. Proust, à un acide trouvé dans les fromages, auquel il attribue leur odeur.

ACIDE CÉTIQUE. C'est par cette dénomination que M. Chevreul désigne un principe particulier du spermacéti, qu'il a dernièrement reconnu être la substance qu'il a nommée margarine, combinée avec une matière grasse.

ACIDE CHLORIODIQUE. *Voyez* ACIDE HYDRIODIQUE.

ACIDE CHLORO-CARBONIQUE. *Voy.* CHLORE et ACIDE CHLORO-CARBONEUX.

ACIDE CHLORO-CYANIQUE. *Voyez* ACIDE PRUSSIQUE.

ACIDE CHROMIQUE. Cet acide a été principalement examiné par M. Vauquelin, qui en a fait la découverte, et par le comte Mussin Puschkin. Cet acide est, jusqu'à présent, mieux connu que le métal qui en forme la base; mais comme le chromate de fer a été rencontré dernièrement en abondance dans le département du Var, et autres lieux de la France, il y a lieu d'espérer qu'il sera fait de plus amples recherches sur ce métal, et qu'il recevra une application utile dans les arts; les chromates de plomb et de fer étant d'un emploi très-avantageux dans la peinture et pour l'émailleur.

On obtint l'acide chromique de la mine de plomb rouge de Sibérie, en traitant cette mine avec du carbonate de potasse, et opérant la séparation de l'alcali, au moyen d'un acide plus puissant. Dans cet état, il est sous la forme d'une poudre de couleur rouge ou orangé, d'une saveur métallique particulièrement acerbe, qui est plus sensible dans cet acide que dans tout autre acide métallique. Par l'exposition de cette poudre à l'action de la chaleur et de la lumière, elle perd son acidité, et se convertit en un oxide vert de chrome, en dégageant du gaz oxigène pur. L'acide chromique est le premier dans lequel on ait reconnu cette faculté de se désoxigéner de lui-même aisément, par l'action de la chaleur, et de fournir du gaz oxigène par ce seul effet. Il paraît que plusieurs de ses propriétés sont dues à la faible adhésion d'une partie au moins de son oxigène. L'oxide vert de chrome ne peut plus être rétabli à l'état d'acide, à moins que son oxigène ne lui soit rendu en le traitant avec quelqu'autre acide.

L'acide chromique est soluble dans l'eau, et cristallise, par évaporation et refroidissement, en longs prismes d'un rouge de rubis. Sa saveur est âcre et stiptique; on ne connaît

pas exactement sa pesanteur spécifique; mais toujours est-il qu'elle excède celle de l'eau. Il rougit très-fortement la teinture de tournesol.

L'action de l'acide chromique sur les substances combustibles est peu connue. En le soumettant à une forte chaleur avec du charbon, il noircit, et passe à l'état métallique sans se fondre.

L'acide muriatique est, de tous les acides, celui dont l'action sur l'acide chromique est la plus remarquable. Si l'on distille, à une douce chaleur, cet acide avec l'acide muriatique, celui ci est promptement converti en chlore; et, par son mélange avec l'acide muriatique, l'acide chromique devient aussi capable de dissoudre l'or. Cette propriété, qui le fait ressembler à l'acide nitrique, est due à la faible adhésion de son oxigène; et de tous les acides métalliques, l'acide chromique est le seul qui en jouisse.

On extrait l'acide chromique de sa mine en France, en la mettant à l'état d'ignition, dans un creuset, avec son poids de nitre. On lave le résidu avec de l'eau, et ce lavage filtré contient le chromate de potasse; en y versant alors un peu d'acide nitrique et de muriate de baryte, il s'y forme à l'instant un précipité de chromate de baryte. Lorsqu'on s'est procuré une certaine quantité de ce sel, il faut, après l'avoir mis humide dans une capsule, le faire dissoudre dans la plus petite quantité possible d'acide nitrique faible. On précipite alors la baryte au moyen d'acide sulfurique très-étendu, en ayant soin qu'il n'y en ait pas excès; et, après avoir reconnu par essai, que la liqueur ne contient ni acide sulfurique, ni baryte, on la filtre. Elle consiste alors dans de l'eau et des acides nitrique et chromique. On évapore le tout à siccité, en conduisant la chaleur sur la fin, de manière à ne pas courir le risque de décomposer l'acide chromique, qui restera dans la capsule sous la forme d'une matière rougeâtre; dans cet état, on le conserve dans un flacon de verre bien bouché.

L'acide chromique, chauffé avec un acide puissant, de-

vient oxide de chrome; et cet oxide, chauffé avec l'hydrate d'un alcali, devient acide chromique. Au moyen de ce que la dissolution de l'oxide est verte, et celle de l'acide jaune, ces transmutations se remarquent très-facilement à la vue. D'après les expériences de M. Berzelius sur les combinaisons de l'acide chromique avec la baryte et l'oxide de plomb, le nombre équivalent pour cet acide, paraît être 6,5, consistant dans 3,5 chrome et 3,0 oxigène. (*Voyez* CHROME).

L'acide chromique s'unit aisément aux alcalis, et c'est le seul acide qui ait la propriété de colorer ses sels : propriété qui lui a fait donner le nom de chromique. Si l'on fait bouillir, dans 40 parties d'eau, 2 parties de la mine de plomb rouge de Sibérie, réduite en poudre fine, avec une partie d'un alcali saturé d'acide carbonique, il se précipitera un carbonate de plomb, et le chromate restera en dissolution. Les dissolutions des chromates sont de couleur citron, et fournissent des cristaux d'une nuance un peu plus foncée; ceux du chromate d'ammoniaque sont en lames jaunes, ayant l'éclat métallique de l'or.

Le chromate de baryte est très-peu soluble, et celui de chaux encore moins. Ils sont l'un et l'autre d'un jaune pâle, et donnent, étant chauffés, du gaz oxigène, comme en fournissent les chromates alcalins.

Lorsqu'on mêle de l'acide chromique avec des tournures d'étain et de l'acide muriatique, l'acide chromique devient d'abord d'un brun jaunâtre, et il prend ensuite une couleur verte bleuâtre, qu'il conserve dans la même nuance, après sa dessication. L'éther tout seul produit la même couleur foncée. Avec une dissolution de nitrate de mercure, l'acide chromique donne un précipité de couleur de cinabre foncée. Avec une dissolution de nitrate d'argent, le précipité qui a lieu paraît être, au moment où il se forme, d'une belle couleur de carmin, mais qui passe au pourpre par l'exposition à la lumière. Cette combinaison, soumise à la chaleur du chalumeau, se fond avant que le charbon soit

enflammé, en prenant un aspect noirâtre et métallique. Si on le pulvérise alors, la poudre est encore pourpre ; mais lorsqu'elle a été mise en contact avec la flamme bleue de la lampe, elle prend une couleur verte, et l'argent paraît en globules disséminés à travers sa substance.

Avec le nitrate de cuivre, l'acide chromique donne un précipité rouge marron. Il produit avec les dissolutions de sulfate de zinc, de muriate de bismuth, de muriate d'antimoine, de nitrate de nickel, et de muriate de platine, des précipités jaunâtres, lorsque ces dissolutions ne contiennent pas un excès d'acide ; avec le muriate d'or, le précipité produit est verdâtre.

L'acide chromique fondu avec le borax, ou le verre, ou l'acide du phosphore, leur communique une belle couleur de vert émeraude.

Du papier imprégné d'acide chromique, exposé pendant quelques jours aux rayons solaires, acquiert une couleur verte, qui reste permanente dans l'obscurité.

Une baguette de fer ou d'étain, introduite dans la dissolution d'acide chromique, lui communique la même couleur.

La dissolution aqueuse de tannin donne lieu, dans la dissolution d'acide chromique, à un précipité floconneux d'un brun fauve.

L'acide sulfurique froid ne produit aucun effet sur la dissolution d'acide chromique ; mais lorsqu'il est chaud, il le fait passer à une couleur verte bleuâtre.

ACIDE CITRIQUE. Le suc des citrons, ou limons, a tous les caractères d'un acide très-fort ; mais, à raison de la matière mucilagineuse, avec laquelle il est mêlé, cet acide est promptement altéré par décomposition spontanée. On a imaginé plusieurs moyens d'empêcher cet effet d'avoir lieu, afin de pouvoir conserver cet acide salubre et agréable, pour en faire usage dans de longs voyages, ou l'appliquer utilement à des emplois domestiques. On peut garder ce suc

dans des bouteilles, sous une légère couche d'huile, qui empêche en effet, ou retarde beaucoup sa décomposition totale, quoique à sa saveur fraîche primitive en succède promptement une autre beaucoup moins agréable. Aux Indes orientales, on évapore ce suc jusques à consistance d'un extrait épais. Cette opération, si elle est conduite au moyen d'une chaleur convenablement ménagée, remplit très-bien son objet. Lorsque le suc est ainsi chauffé, le mucilage s'épaissit, et se sépare sous la forme de flocons, dont une partie se dépose, et l'autre s'élève à la surface d'où il faut l'enlever. Les vapeurs qui s'exhalent ne sont point acides. Si l'évaporation n'a pas été poussée assez loin pour priver le suc de sa fluidité, il peut être conservé dans des bouteilles bien bouchées, dans lesquelles, au bout de quelques semaines de repos, la plus grande portion du mucilage est séparée, sans aucun changement sensible dans l'acide.

De toutes les méthodes qui ont pour objet de conserver le suc de citron, celle de le concentrer en l'écumant paraît être la meilleure, quoique, dans les climats chauds, elle ne puisse pas être convenablement mise en pratique. Le suc de citron exposé à l'air, à une température entre 10 et 15 degrés centigrades, dépose en peu d'heures une matière mucilagineuse, blanche demi-transparente, qui, étant séparée par décantation et filtration, rend le suc beaucoup moins altérable qu'auparavant. Ce mucilage n'est pas de nature gommeuse, mais il ressemble, par ses propriétés, au gluten de froment; étant séché, il n'est pas soluble dans l'eau. Il se sépare plus de ce mucilage du suc de citron laissé en repos dans des vaisseaux fermés. Si ce suc, ainsi dépuré, est exposé à un degré de froid de 4 à 5 degrés au-dessous du terme de la congélation, la partie aqueuse se gélera, et la glace peut être enlevée à mesure qu'elle se forme; et, si l'on continue ainsi jusqu'à ce que la glace commence à donner des indices d'acidité, on trouvera que l'acide qui reste est réduit à un huitième environ de sa quantité primitive, et, qu'en-même-

temps, son acidité est huit fois plus intense, ce qui se prouve en ce qu'il exige alors huit fois la quantité d'alcali nécessaire pour saturer une autre portion égale du suc. Dans cet état de concentration, le suc peut être conservé pour en faire usage, ou, si on le préfère, on en peut faire une limonade sèche, en y ajoutant six fois son poids de sucre réduit en poudre fine.

On peut avoir recours au mode de préparation ci-dessus du suc de citrons, lorsqu'on en a besoin pour objet de consommation domestique, parce que ce mode laisse au suc les huiles ou autres principes d'où dépend son odeur particulière, agréable; mais, pour des recherches chimiques, qui exigeraient que l'acide citrique lui-même fût du plus grand degré de pureté, il faut, pour se le procurer ainsi, traiter le suc de citron d'une autre manière. On le sature, lorsqu'il est bouillant, avec une quantité de craie pulvérisée, dont on note le poids, et cette poudre doit être remuée de haut en bas dans le vase, ou ce vase agité de temps-en-temps. Le composé salin neutre est à peine plus soluble dans l'eau que la sélénite; il tombe donc au fond du vase, tandis que le mucilage reste suspendu dans le fluide aqueux qu'il faut alors décanter. On lave le précipité qui reste, avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que ce liquide, après l'avoir pénétré, en sorte clair. Sur ce précipité, ainsi édulcoré, on verse, en quantité égale au poids de la craie, de l'acide sulfurique étendu de dix parties d'eau, et l'on fait bouillir le mélange pendant quelques minutes. L'acide sulfurique, en se combinant à la terre, forme du sulfate de chaux, qu'on sépare de la liqueur en la filtrant, tandis que l'acide citrique dégagé y reste en dissolution. Ce liquide filtré doit alors être évaporé, jusqu'à consistance d'un sirop peu épais, qui fournit l'acide citrique pur, cristallisé en petites aiguilles. Il est nécessaire que l'acide sulfurique soit plutôt en excès, parce que la présence d'une petite quantité de chaux serait un obstacle à la cristallisation.

M. Dizé, habile pharmacien, à Paris, qui répéta très en

grand ce procédé de Schéele, assure qu'un excès d'acide sulfurique est nécessaire, non-seulement pour obtenir l'acide citrique pur, mais encore pour détruire entièrement le mucilage, dont, sans cela, il en resterait une partie, qui donnerait lieu à l'altération de la pureté de l'acide. Il n'est pas certain, cependant, que l'acide sulfurique ne puisse pas agir sur l'acide citrique lui-même, et produire, en le décomposant, le charbon que M. Dizé attribue à la décomposition du mucilage; et s'il en est ainsi, l'excès le plus petit d'acide sulfurique est ce qui convient le mieux. M. Dizé ajoute aussi, que pour avoir l'acide citrique parfaitement pur, il faut le faire cristalliser à plusieurs reprises; et, qu'ainsi, il forme des cristaux très-gros et exactement définis, en prismes rhomboïdaux dont les côtés sont inclinés à angles de 60 et 120 degrés, terminés à chaque extrêmité par des sommets dièdres, qui interceptent les angles solides. On n'obtiendrait cependant pas ces cristaux, en opérant sur de petites quantités.

La saveur de l'acide citrique est tellement acerbe, qu'elle semble être caustique. A la distillation dans une cornue, il passe sans être décomposé. Il paraît fournir une portion de vinaigre; il se dégage alors du gaz acide carbonique, et un peu d'hydrogène carboné, et il reste un charbon léger. Cet acide est le seul des acides végétaux qui résiste avec le plus de force à la décomposition par le feu.

Dans un air sec et chaud, l'acide citrique paraît être efflorescent; mais lorsque l'air est humide, il absorbe l'humidité, et il perd à la longue sa forme cristalline : 100 parties de cet acide se dissolvent, suivant M. Vauquelin, dans 75 parties d'eau, à la température de 15 degrés centigrades; quoique la dissolution aqueuse de cet acide soit moins altérable que la plupart d'autres dissolutions d'acides végétaux, elle éprouvera cependant des changemens si elle est gardée pendant long-temps. Fourcroy pense qu'il est probable que l'acide citrique est converti en acide acétique avant que sa décomposition finale ait lieu.

L'acide citrique n'est altéré par aucune des substances combustibles : le charbon seulement paraît avoir la faculté de le blanchir. Les acides les plus énergiques le décomposent moins facilement que ne le font d'autres acides végétaux. Suivant Fourcroy et M. Vauquelin, l'acide nitrique, s'il est employé en grande quantité, et maintenu pendant long-temps chauffé sur l'acide citrique, en convertit la plus grande partie en acide acétique, et une petite portion en acide oxalique. Schéele, à-la-vérité, ne put réussir à effectuer cette transformation; mais cela provenait, ainsi que le suppose Westrumb, de ce qu'il avait employé trop d'acide nitrique; car en traitant 60 parties d'acide citrique avec 200 parties d'acide nitrique, il obtenait 30 parties d'acide oxalique; avec 300 parties d'acide nitrique, il n'en avait que 15 d'acide oxalique, et avec 600 parties d'acide nitrique, il n'y avait plus trace d'acide oxalique.

Si, à une dissolution d'acide citrique, on ajoute peu-à-peu une dissolution de baryte, il se produit un précipité floconneux, qui se dissout par l'agitation, jusqu'à ce que tout l'acide soit saturé. Ce sel se dépose d'abord en poudre, et alors il se rassemble en houppes soyeuses, formant ainsi une sorte de buisson d'un aspect très-agréable et d'un éclat argenté. Ce sel exige une grande quantité d'eau pour se dissoudre.

Il a déjà été fait mention du citrate de chaux, en parlant du mode à employer pour purifier l'acide citrique; le citrate de potasse est très-soluble et déliquescent.

Le citrate de soude a une saveur salée fade; il se dissout dans moins de deux fois son poids d'eau. Il cristallise en prismes à six pans avec sommets applatis. Il est légèrement efflorescent; mais il ne tombe point en poudre; au feu, il bouillonne, se boursouffle et se réduit en un charbon. L'eau de chaux le décompose, mais elle ne trouble pas sa dissolution, malgré le peu de solubilité du citrate de chaux.

Le citrate d'ammoniaque est très-soluble; il faut, pour

qu'il cristallise, que sa dissolution soit dans un grand état de concentration; ses cristaux sont des prismes alongés.

Le citrate de magnésie ne cristallise point. Lorsqu'après avoir fait bouillir sa dissolution en consistance de sirop clair, on l'abandonnait à elle-même pendant quelques jours, en l'agitant légèrement, elle se prenait en une masse blanche opaque, qui restait molle, se séparant des parois du vase, se contractant dans ses dimensions, et s'élevant du centre sous la forme d'une espèce de champignon.

Il n'a pas été fait beaucoup de recherches sur la combinaison de l'acide citrique avec les autres terres, et son action sur les métaux a été peu étudiée. Cependant Schéele reconnut que cet acide ne précipitait pas les dissolutions nitriques des métaux comme cela a lieu avec l'acide malique.

Tous les citrates sont décomposés par les acides forts, qui ne forment point avec ces sels des précipités, comme avec les oxalates et les tartrates. Les acides oxalique et tartrique décomposent les citrates, et donnent lieu, dans leurs dissolutions, à formation de précipités cristallisés ou insolubles. Tous les citrates fournissent, à la distillation, de l'acide acétique ou un produit de la même nature. Ce caractère existe particulièrement dans les citrates métalliques. Mis sur des charbons ardens, les citrates fondent, et se boursoufflent en exhalant une odeur empyreumatique d'acide acétique, et laissant un charbon léger. Tous, si après les avoir dissous dans l'eau, on laisse pendant quelque temps la dissolution en repos, éprouvent une sorte de décomposition. Il s'y dépose une mucosité floconneuse, qui noircit et laisse les bases des sels combinées avec de l'acide carbonique, l'un des produits de la décomposition. Avant que la décomposition des citrates soit complètement effectuée, ces sels paraissent passer à l'état d'acétate.

M. Vauquelin a rangé les affinités de l'acide citrique dans l'ordre suivant : baryte, chaux, potasse, soude, strontiane, magnésie, ammoniaque, alumine. On n'a pas reconnu celles

qu'il peut exercer à l'égard de la zircone, la glucine et les oxides métalliques.

On trouve, dans un grand nombre de fruits, l'acide citrique à l'état d'union avec l'acide malique.

D'après la composition du citrate de plomb, telle qu'elle a été déterminée par M. Berzelius, il paraît que le nombre équivalent pour l'acide citrique sec est 7,368, celui pour l'oxide jaune de plomb étant 14, et l'oxigène = 1, les cristaux consistent, suivant le même chimiste, dont l'exactitude est connue, sur 100 parties, en 79 parties d'acide réel, et 21 parties d'eau. Cette composition donnerait, pour le nombre équivalent de l'acide cristallisé 9,3. Ses principes constituans sont, d'après l'analyse,

	Hydrogène.	Oxigène.	Carbone.
Gay-Lussac et Thénard.	6,330 +	33,811 +	59,859
Berzelius	3,800 +	41,369 +	54,831

L'acide citrique étant d'un prix plus élevé que l'acide tartrique, on peut chercher à le falsifier au moyen de ce dernier acide. On peut reconnaître cette fraude, en ajoutant lentement à la dissolution de l'acide dans l'eau, une dissolution de sous-carbonate de potasse; il se produira un précipité blanc pulvérulent de tartre, si l'acide citrique a été falsifié avec de l'acide tartrique. La dissolution d'une partie d'acide citrique dans 19 parties d'eau peut être substituée, pour en faire usage, au suc de citron. Si, avant la dissolution, on triture les cristaux avec un peu de sucre, et qu'on ajoute quelques gouttes d'huile essentielle de citron, la ressemblance avec le suc naturel sera complète. L'acide citrique est un antidote contre le scorbut de mer; mais le mélange de mucilage, et autre matière végétale dans le fruit récent du citron, rend l'usage de ce fruit préférable à celui de l'acide pur des chimistes.

ACIDE CHLORIQUE. *Voyez* ACIDE MURIATIQUE.

ACIDE COLOMBIQUE. Il a été prouvé par M. Hatchett, qu'un minéral particulier, provenant de l'État de Massachusett, et déposé dans le musée britannique, consistait dans une partie d'oxide de fer et un peu plus de trois parties d'une substance de couleur blanche, ayant les propriétés d'un acide, sa base n'était pas métallique. Il donna, en conséquence, à ce minéral, le nom de colombium, et à l'acide celui de colombique. Le docteur Wollaston démontra, par des analyses comparées très-exactes, que l'acide de M. Hatchett était l'oxide du métal découvert récemment en Suède par M. Ekeberg, dans le minéral yttrotantalite; et d'après cela, il l'appela tantale. Le procédé du docteur Wollaston pour opérer la séparation de l'acide du minéral, est particulièrement élégant. On fait fondre ensemble, dans un creuset de platine, une partie de tantalite, cinq parties de carbonate de potasse, et deux parties de borax. La masse, après avoir été ramollie dans l'eau, est soumise à l'action de l'acide muriatique, le fer et le manganèse sont dissous, tandis que l'acide colombique reste au fond du vaisseau. Cet acide est sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans les acides nitrique et sulfurique, mais qui l'est en partie dans l'acide muriatique. L'acide colombique forme, avec la baryte, un sel insoluble, dont les proportions sont, suivant M. Berzelius, 24,4 acide, et 9,75 baryte. De l'oxidation du tantale révivifié, ou colombium, M. Berzelius infère, que la composition de l'acide doit être de 100 métal, et 5,485 oxigène.

ACIDE CYANIQUE. *Voyez* ACIDE PRUSSIQUE.

ACIDE FLUORIQUE. Si, après avoir introduit dans une cornue de plomb ou d'argent, à laquelle est adapté un récipient du même métal, du fluor pur, ou spath, on verse dessus un poids égal au sien d'acide sulfurique, il y aura, par l'application d'une chaleur médiocre, dégagement d'acide fluorique. Cet acide se combinant aisément avec

l'eau, il est nécessaire de remplir préalablement à moitié le récipient de ce liquide.

Si, n'ayant pas mis d'eau dans le récipient, on le refroidit avec de la glace, alors l'acide condensé est le liquide énergiquement actif que M. Gay-Lussac se procura le premier, et dont cependant sir Humphry Davy a le mieux décrit les propriétés. Il a l'apparence de l'acide sulfurique, mais il est beaucoup plus volatil. Exposé à l'air, il exhale des fumées blanches; sa pesanteur spécifique n'est que de 1,0609. Il faut apporter, dans l'examen qu'on en fait, une grande précaution; car, dès qu'il est appliqué à la peau, il la désorganise, et produit une plaie douloureuse. L'action du potassium, lorsqu'on en introduit dans ce liquide, est très-énergique; il y a dégagement d'hydrogène et formation d'un sel neutre. Celle de la chaux excite une chaleur violente; il y a de l'eau formée, et production de la même substance que le spath fluor; avec l'eau, dans une certaine proportion, sa densité augmente jusqu'à celle de 1,25. Lorsqu'on verse de ce liquide dans l'eau, il se produit un bruit de sifflement et beaucoup de chaleur; et si l'eau est en quantité suffisante, il se forme un fluide acide d'une saveur qui n'est pas désagréable : cet acide corrode et dissout instantanément le verre.

Il paraît extrêmement probable, d'après tous les faits connus relativement aux combinaisons fluoriques, que le spath fluor contient une matière acide particulière; et l'union de cette matière acide à la chaux, dans le spath, semble évidente, par la circonstance que le gypse, ou sulfate de chaux, est le résidu de la distillation du spath fluor et de l'acide sulfurique. Les résultats des expériences sur le spath fluor ont été diversement établis par les chimistes. Suivant sir Humphry Davy, 100 de spath fluor fournissent 175,2 de sulfate de chaux, d'où l'on déduit le nombre équivalent pour l'acide fluorique 1,3260, celui pour la chaux étant 3,56, et l'oxigène = 1. D'après le fluate de potasse, le nombre est 1,2495, celui de la potasse étant déterminé à 5,95;

M. Berzelius donne, dans sa dernière suite d'expériences, et d'après le fluate de chaux, le nombre 1,374 comme celui équivalent pour l'acide fluorique. Le liquide dense, obtenu dans des vaisseaux d'argent, peut être considéré comme un acide hydrofluorique; et en y supposant transféré tout l'acide en huile de vitriol, il consisterait en 1,326, ou 1,374 acide + 1,125 eau, ce qui est l'équivalent pour chacun.

Le docteur Thomson, dans son Système de Chimie, cinquième édition, traduction française, vol. 1.er, pag. 238, établit, d'après la décomposition du fluate de chaux par l'acide sulfurique, le nombre équivalent pour l'acide fluorique, à 1,0095; et en considérant combien ce nombre est faible, il s'efforce ensuite de prouver que l'acide fluorique ne peut être un composé d'oxigène avec une base: or, en adoptant ses propres données, que 100 parties de spath fluor abandonnent, suivant les expériences les plus récentes de sir Humphry Davy, 175,2 de sulfate de chaux, et en admettant que cette dernière quantité contient 73,582 de chaux, laissant par conséquent 26,418 pour la proportion d'acide dans 100 de spath fluor, on trouvera que le nombre équivalent pour l'acide fluorique, est 1,3015; car 73,582 : 3,625 :: 26,418 : 1,3015, en prenant son propre nombre 3,625 pour l'équivalent de la chaux. Ainsi disparaissent toutes les difficultés qu'établit ce savant dans le passage qui suit, même volume, même page de la traduction. « Si le fluate de chaux est supposé formé d'acide fluorique et de chaux, sa composition sera:

Acide fluorique.	1,0095
Chaux.	3,625

D'où il suit, que le poids d'une molécule intégrande d'acide fluorique doit être 1,0095; et si l'on suppose que cet acide est un composé d'un atôme d'oxigène et d'un atôme d'une base inflammable inconnue, alors, comme le poids d'un atôme d'oxigene est 1, le poids d'un atôme de la base inflammable

ne pourra être que 0,0095, ce qui est la treizième partie seulement du poids d'un atôme d'hydrogène; d'après cette supposition, l'acide fluorique serait composé, savoir :

Base inflammable.	1
Oxigène.	105,67

L'existence d'un corps aussi léger étant contraire à toute analogie, a besoin, pour être admise, de preuves encore plus fortes que celles par lesquelles on a, jusqu'à présent, cherché à l'établir. D'un autre côté, si le spath fluor est réellement un fluorure de calcium, alors sa composition sera :

Fluor.	2,0095
Calcium	2,625

De manière que le poids d'un atôme de fluor serait 2,0095, ou presque exactement deux fois le poids d'un atôme d'oxigène. Cette supposition est certainement beaucoup plus probable que la première ».

Mais l'atôme d'acide fluorique, établi rigoureusement d'après les données du docteur Thomson, étant au-lieu de 1,0095, de 1,3015, il en résulte qu'aucune des conséquences qu'il en déduit ne peuve être admise. L'acide fluorique peut consister dans 1 d'oxigène combiné avec 0,3015 d'un radical inconnu; ou il peut être, car nous en savons quelque chose, une substance analogue au chlore et à l'iode, qui doit être appelée fluor, dont l'atôme équivalent sera 2,3015. Le mode d'après lequel s'obtient l'acide fluorique liquide, savoir : un mélange de spath fluor et d'huile de vitriol, prouve évidemment que cet acide doit contenir de l'eau, et il peut consister, comme nous l'avons vu, dans un atôme d'acide réel et un atôme d'eau ; d'où il suit que les phénomènes qui ont lieu, lorsqu'on ajoute du potassium à l'acide fluorique, ne diffèrent en rien de ceux que produit l'addition du même métal aux acides hydro-nitrique ou hydro-sulfurique, concentrés. Sir Humphry Davy a été, en effet, induit dans ses dernières recherches, à inférer, de l'action

du gaz ammoniac sur l'acide fluorique liquide, que cet acide ne contient pas d'eau.

En parlant sur ce sujet, M. le docteur Thomson a présenté, comme aphorisme, que « lorsqu'un acide contenant de l'eau se combine de cette manière avec le gaz ammoniac, si le sel qui se forme est chauffé, il y a toujours de l'eau dégagée. C'est ainsi que l'acide sulfurique, ou l'acide nitrique, ou l'acide phosphoreux, lorsqu'on les chauffe, étant saturés de gaz ammoniac, fournissent toujours de l'eau en abondance; mais le fluate d'ammoniaque, ainsi traité, ne donne pas d'eau ; d'où il suit, qu'il n'y a pas évidence que l'acide fluorique contienne de l'eau ».

A tout ce raisonnement, je peux objecter qu'il a été prouvé par mes recherches expérimentales sur les sels ammoniacaux, recherches dont l'exposé a été inséré dans le journal *Annals of Philosophy*, vol. 10, que le sulfate et le nitrate d'ammoniaque, dans l'état le plus sec auquel on puisse les amener au moyen de la chaleur, et voisin de leur décomposition, contiennent un atôme d'eau, comme partie essentielle de leur constitution, et qui n'en peut être séparée par la seule action de la chaleur. En saturant de l'huile de vitriol concentré avec du gaz ammoniac sec, on obtient un sel solide, dont la chaleur ne suffira pas seule pour en chasser la proportion d'au qu'il contient, et qui s'élève à 13,6 pour 100. Une chaleur plus forte ne produira que la séparation d'une portion de l'ammoniaque de l'acide, ou volatilisera l'un et l'autre. Dans le premier cas, l'acide retient un atôme d'eau ; d'où l'on voit, qu'il ne peut être tiré de la combinaison ammoniacale avec l'acide fluorique liquide, aucune conséquence qui repousse la probabilité, que d'après son mode d'extraction, cet acide peut contenir de l'eau combinée, comme les acides sulfurique et nitrique. Les conséquences déduites de l'analogie d'actions du potassium sur le muriate et le fluate d'ammoniaque, sont toutes susceptibles de la même erreur. Si l'eau combinée de l'acide fluorique passe dans le sel,

ainsi que c'est indubitablement le cas avec l'acide sulfurique, alors il doit résulter des actions réunies du potassium et de l'acide hydro-fluorique, de l'hydrogène et du fluate de potasse.

La circonstance du transport d'une poudre de couleur chocolat au pôle positif, et du dégagement d'hydrogène au pôle négatif, lorsque sir Humphry Davy soumit l'acide fluorique liquide à l'action de la pile voltaïque, ne peut justifier une opinion décisive dans cette recherche difficile. La simple couverte du fil de platine peut aussi bien être considérée comme un fluate de ce métal, que comme un fluorure, et la décomposition des fluates d'argent et de mercure, lorsqu'on les chauffe dans des vaisseaux de verre avec du chlore, ne semble non plus rien prouver du tout. L'oxigène dégagé est évidemment séparé des oxides d'argent ou de mercure, lorsqu'on fait agir le chlore sur eux, et l'acide fluorique sec s'unit à la silice du verre, formant du gaz fluorique silicé, ou de l'acide fluo-silicique.

Tout en faisant voir ainsi combien sont peu concluans les différens argumens à l'aide desquels M. le docteur Thomson cherche à prouver que l'acide fluorique est un composé d'un radical inconnu, *fluor* avec hydrogène, et non d'un radical inconnu qui pouvait être appelé fluor avec oxigène, on ne peut s'empêcher, cependant, d'exprimer une haute admiration des recherches expérimentales de sir Humphry Davy sur l'acide fluorique, publiées dans la seconde partie des Transactions philosophiques pour 1813. Il fit tout ce que les ressources alors *existantes* qu'offrait le science, pouvaient fournir à son génie et à son jugement de moyens d'accomplir. Le mystère dans lequel le sujet demeure évidemment, et de commun aveu, enveloppé, ne peut être éclairci que par des investigations ultérieures, et non d'après des suppositions par analogie. Ces suppositions, en effet, laissent des points indécis à l'imagination, qui peut s'égarer en cherchant à les fixer, et elles deviennent puissamment ainsi un obstacle à la plus prompte connaissance de la vérité.

La principale raison qui porte à considérer l'acide fluorique comme un composé de fluor et d'hydrogène, semble être au total l'*analogie* avec le chlore; mais cette analogie est incomplète. Il est certainement conforme à la véritable logique de la science, en chimie, de regarder le chlore comme un corps simple, puisque toutes les tentatives qu'on a pu faire pour le réduire à une forme de matière plus simple ont été sans succès; mais le fluor n'a pas été présenté à l'état isolé comme le chlore, et par conséquent l'analogie ne peut être soutenue.

Sir Humphry Davy cherchant à séparer, de l'acide fluorique liquide, son hydrogène, soumit cet acide à l'action puissante de la grande batterie voltaïque de l'Institution royale de Londres. Dans ce cas, il y eut développement de gaz, paraissant provenir de l'une et l'autre surfaces positive et négative; mais ce n'était probablement que de l'acide non décomposé, rendu gazeux, qui se dégageait à la surface positive; car pendant l'opération, le liquide devint très-chaud, et diminua promptement. « Dans le cours de ces recherches, dit sir Humphry Davy, je tentai plusieurs essais pour détacher l'hydrogène de l'acide fluorique liquide, par l'action de l'oxigène et du chlore. Cet acide ne fut pas décomposé en le faisant traverser un tube de platine chauffé au rouge, avec du chlore, et il ne le fut pas non plus en le distillant de sels contenant abondamment de l'oxigène, ou de sels dans lesquels le chlore était en grande proportion». On devrait donc, dans les strictes règles du raisonnement en chimie, considérer l'acide fluorique comme un corps simple, puisque rien ne prouve qu'il ait jamais été jusqu'à présent décomposé, et que dans la supposition que c'est un corps composé, on ne s'est appuyé sur aucune autre considération, que sur celle de son analogie avec d'autres corps acides.

Il n'y a aucune difficulté à concevoir l'existence d'un radical, dont les pouvoirs de saturation sont exactement le

tiers de ceux de l'hydrogène; car, 0,375 est précisément trois fois, 0,125, le poids de l'atôme équivalent de l'hydrogène, et la moitié de 0,750 l'équivalent du carbone. Pour ceux qui prennent en considération l'harmonie des nombres, ces exemples de concordance pourraient être de quelque valeur.

On peut se faire une idée de l'étonnante activité de l'acide fluorique, juger aussi jusqu'à un certain point, de la difficulté de parvenir à des recherches bien exactes sur cette substance extraordinaire, d'après les remarques suivantes de sir Humphry Davy.

« J'entrepris avec beaucoup d'intérêt l'expérience, ayant pour objet de soumettre à l'action de l'électricité, de l'acide fluorique pur, parce qu'elle me semblait offrir le moyen le plus probable d'en déterminer la nature réelle; mais j'éprouvai pour l'exécuter de très-grandes difficultés. L'acide fluorique liquide détruit immédiatement le verre ainsi que toute substance animale et végétale. Il agit sur tous les corps contenant des oxides métalliques, et je ne connais pas de substance, à l'exception des métaux, du charbon, du phosphore, du soufre, et certaines combinaisons de chlore, qui ne soit rapidement dissoute ou décomposée par cet acide. J'essayai de construire des tubes de soufre, de muriates de plomb et de cuivre, contenant des fils métalliques, au moyen desquels l'acide pût être électrisé; mais ce fut sans succès. Je réussis cependant à percer un morceau d'argent corné (chlorure d'argent), de manière qu'il me fut possible d'y fixer, au moyen d'une lampe à esprit de vin, un fil de platine; et en le renversant alors dans une capsule de platine remplie d'acide fluorique liquide, j'imaginai le moyen de soumettre le fluide à l'action de l'électricité, et d'en pouvoir recueillir, dans des expériences successivement répétées, tout fluide élastique qui pourrait être produit. En opérant ainsi avec un pouvoir voltaïque très-faible, et en ayant soin de maintenir l'appareil froid, au moyen d'un mélange frigorifique, je reconnus que

le fil de platine au pôle positif était rapidement corrodé, et se recouvrait d'une poudre de couleur chocolat; il se séparait au pôle négatif une matière gazeuse, que je ne pus jamais obtenir en quantités suffisantes pour en faire une analyse exacte, mais qui s'enflammait comme l'hydrogène. Il n'y avait production d'aucune autre matière inflammable, lorsque l'acide était pur ». (Transactions philosophiques pour 1813 et 1814, ou *Tilloch's Magazine*. Vols. 42 et 43).

Si, au-lieu de distiller le mélange de spath fluor et d'huile de vitriol dans des vaisseaux métalliques, on se sert pour cette opération de vaisseaux de verre, on obtiendra peu du liquide corrosif, mais le vaisseau de verre sera attaqué, et il se produira une substance gazeuse particulière, qu'il faudra recueillir sur le mercure. Le meilleur moyen de se procurer ce corps gazeux, consiste à mêler le spath fluor avec du verre pilé ou du quartz; dans ce cas, la cornue de verre peut être préservée de la corrosion, et le gaz obtenu en grandes quantités. Ce gaz, qu'on a appelé gaz fluorique silicé, jouit de propriétés très-extraordinaires.

Il est très-pesant: un décimètre cube de ce gaz, à la température et pression atmosphérique ordinaires, pèse 4,375 gram.; d'où il suit, que sa pesanteur spécifique est à celle de l'air, comme 3,632 est à 1,000. Il est environ 48 fois plus dense que l'hydrogène. Dès que ce gaz est mis en contact avec l'eau, il dépose une substance blanche gélatineuse, qui est un hydrate de silice. Il répand des fumées blanches dans l'atmosphère. Il n'est affecté par aucun des corps combustibles ordinaires; mais si l'on y chauffe fortement du potassium, il prend feu, et brûle avec une lumière d'un rouge foncé; le gaz est absorbé, et il s'est formé une substance de couleur fauve, qui abandonne de l'alcali à l'eau avec légère effervescence, et contient un corps combustible. Le lavage fournit de la potasse, et un sel dont on peut séparer, au moyen de l'acide sulfurique, l'acide liquide précédemment décrit.

Le gaz fluorique silicé, ou acide fluosilicique, formé par l'action de l'acide sulfurique liquide sur un mélange contenant de la silice et du spath fluor, peut être considéré comme un composé d'acide fluorique et de silice. Il fournit, lorsqu'on le décompose par une dissolution d'ammoniaque, 61,4 pour 100 de silice; ce qui d'abord le fit supposer, par sir Humphry Davy, formé de deux atômes d'acide $=$, 2,652 et d'un atôme de silice $=$ 4,066, nombres dont la somme peut représenter l'équivalent pour le gaz, $=$ 6,718. Un volume de ce gaz condense deux volumes d'ammoniaque, et il en résulte une substance saline particulière, qui est décomposée par l'eau.

Le docteur John Davy, en exposant le gaz fluosilicique à l'action de l'eau, obtint $\frac{192}{1000}$ de son poids de silice; et par l'action de dissolution d'ammoniaque, il sépara $\frac{616}{1000}$ de son poids; d'où il suit que 100 pouces cubes (*) consistent en poids, dans 68 silice et 42 d'une matière fluorique inconnue, le gaz qui tient la silice en dissolution. Cependant sir Humphry Davy pense que ce gaz est un composé de la base de la silice ou silicium avec le fluor, base supposée de l'acide fluorique.

Si, au-lieu de verre ou de silice, le spath fluor est mêlé avec de l'acide borique sec, et le mélange distillé dans un vaisseau de verre avec de l'acide sulfurique, le tout dans les proportions d'une partie d'acide borique, deux parties de spath fluor, et douze parties d'acide sulfurique concentré, la substance gazeuse produite est de nature différente, et elle s'appelle gaz fluoborique. Un décimètre cube de ce gaz pèse 2,903 gram., suivant sir Humphry Davy, qui établit le rapport de sa densité à celle de l'air comme 2,41 à 1,000; mais cette densité est, suivant M. Thénard, d'après le docteur John

(*) 100 pouces cubes anglais équivalent à environ 1639 centimètres cubes, mesures françaises.

Davy, à celle de l'air, comme 2,371 à 1,000. Il est incolore; son odeur est piquante, et ressemble à celle de l'acide muriatique; on ne peut le respirer sans éprouver de suffocation; il éteint la combustion et rougit fortement la teinture de tournesol. Il n'a point d'action sur le verre; mais il en exerce une très-énergique sur les substances végétales et animales. Il les attaque avec autant de force que l'acide sulfurique concentré, et parait agir sur ces corps par la production d'eau; car lorsqu'il les charbonne, ou qu'il en sépare du carbone, on peut les toucher, sans courir le risque de se brûler. Exposé à une haute température, ce gaz n'est pas décomposé, et il est condensé par le froid sans avoir éprouvé aucun changement dans sa forme. Lorsqu'il est mis en contact avec l'oxigène ou avec l'air, à une température élevée ou basse, il n'éprouve aucun changement, si ce n'est qu'aux températures ordinaires, il s'empare de l'humidité que ces gaz contiennent; il est transformé, dans ce cas, en un liquide émettant des vapeurs extrêmement denses. Il agit de la même manière sur tous les gaz qui contiennent de l'eau hygrométrique; quelque peu qu'il puisse y en exister, il donne lieu à des vapeurs très-sensibles; d'où il résulte que le gaz fluoborique peut être utilement employé pour reconnaître si un gaz contient ou non de l'humidité.

Aucun corps combustible simple, ou composé, à l'exception des métaux alcalins, n'a d'action sur le gaz fluoborique. Le potassium et le sodium brûlent, à l'aide de la chaleur, dans ce gaz, presqu'avec autant d'éclat que dans l'oxigène. Du bore et du fluate de potasse ou de soude sont les produits de cette décomposition. On pourrait en inférer, que le métal enlève à l'acide borique son oxigène, en mettant le bore en liberté, et qu'étant ainsi oxidé, il se combine avec l'acide fluorique. Dans la manière de voir de sir Humphry Davy, le gaz acide fluoborique étant un composé de fluor et de bore, le potassium s'unit au premier de ces corps, en formant le fluorure de potassium, tandis que le bore reste dégagé.

Le gaz fluoborique est très-soluble dans l'eau, qui peut absorber, suivant le docteur John Davy, 700 fois son volume de ce gaz, ou deux fois son poids à la température et à la pression ordinaires de l'atmosphère. La pesanteur spécifique de ce liquide est de 1,770. Si l'on débouche sous l'eau un flacon contenant du gaz fluoborique, le liquide s'y introduira précipitamment et avec bruit, et il le remplira. L'eau saturée de ce gaz est limpide, fumante et très-caustique. Elle abandonne par la chaleur environ la cinquième partie du gaz qu'elle contient; mais il est impossible de lui en enlever davantage. Ce liquide ressemble alors à de l'acide sulfurique concentré; et comme cet acide, il n'entre en ébullition qu'à une température bien supérieure à celle de l'eau bouillante. Il se condense ensuite tout-à-la-fois en *stries*, quoiqu'il contienne encore une très-grande quantité de gaz. Le gaz fluoborique s'unit aux bases avec lesquelles il forme des sels appelés fluoborates. Il n'a encore été fait usage d'aucun d'eux. Les plus importans seront décrits en traitant de leurs bases respectives.

Il a été inséré, dans les Transactions philosophiques pour 1812, partie 2.me, un excellent mémoire, par le docteur John Davy, sur les gaz fluosilicique et fluoborique, et sur les combinaisons de ce dernier gaz avec le gaz ammoniac. Ces deux gaz unis à volumes égaux donnent naissance à un sel pulvérulent; cependant, un second volume du gaz ammoniac produit un composé liquide; et un troisième volume de ce même gaz, ce qui est la limite de combinaison, fournit encore un liquide. Ces deux liquides sont remarquables l'un et l'autre sous beaucoup de rapports: « Ce sont, dit le docteur John, les premiers sels qui aient été observés à l'état liquide à la température ordinaire de l'atmosphère; et leur existence ajoute aux faits à l'appui de la doctrine des proportions définies, et du rapport des volumes ». L'acide fluosilicique forme aussi, en s'unissant aux bases, des fluosilicates.

Si nous considérons l'acide fluorique comme pouvant se

combiner ainsi que les acides sulfurique, nitrique et carbonique, avec les bases oxidées, son nombre équivalent est 1,375; et on en peut inférer tous ses composés neutres; mais si nous supposons que c'est seulement le fluor qui s'unit aux bases *métalliques*, alors il faut soustraire l'équivalent pour l'oxigène de ces bases et l'ajouter au poids de l'équivalent de l'acide fluorique, qui deviendra ainsi 2,375, toutes les proportions assignées par expériences au composé, restant essentiellement les mêmes.

D'après la propriété remarquable dont jouit l'acide fluorique, de corroder le verre, on en a fait emploi, soit à l'état gazeux, soit combiné avec l'eau, pour la gravure sur verre; et M. Richard Knight a proposé à cet effet un appareil ingénieux. *Philosophical Magazine*, Vol. XVII, p. 257.

M. Kortum de Varsovie, ayant reconnu que des morceaux de verre étaient plus facilement attaqués que d'autres, essaya les effets de l'acide fluorique sur différentes pierres. Il exposa à l'action du gaz fluorique, à la température de 50 degrés centigrades, le cristal de roche, le rubis, le saphir, l'émeraude, le grenat oriental, l'améthyste, la chrysolite, l'aventurine, le girasol, une topaze de Saxe, une topaze du Brésil et une opale: aucune de ces pierres précieuses ne fut attaquée. Du diamant, exposé pendant quatre jours à la vapeur, sur un poêle allemand, ne fut point affecté; du granite poli, de même que du quartz et du mica, ne parurent pas avoir été attaqués; mais le feld-spath fut rendu opaque et nuageux, et se recouvrit d'une poudre blanche. La chrysoprase, une opale de Hongrie, une cornaline de Perse, l'agate, la calcédoine, le jaspe vert de Sibérie, et le caillou ordinaire, furent gravés dans l'espace de 24 heures de temps, la chrysoprase à près d'une demi-ligne de profondeur, l'opale avec les traits des plus fins et des plus réguliers, et toutes les autres pierres plus ou moins irrégulièrement. La partie non couverte du caillou brun était devenue blanche, mais restant encore compacte; l'eau, l'alcool et d'autres liquides rendaient

la blancheur invisible; mais dès que le caillou devenait sec, elle reparaissait. Le même effet avait lieu sur la cornaline, et sur un jaspe brun foncé, si l'action de l'acide était arrêtée, aussitôt que la partie exposée avait été blanchie, et sans que la contexture fût détruite. Un morceau de caillou noir, avec taches blanches efflorescentes, et en partie recouvert de la croute blanche ordinaire, ayant été soumis pendant cinq jours à l'action du gaz, à la température d'environ 20 degrés centigrades, fut réduit du poids de 7 à 6 grammes, et rendu entièrement blanc, et friable dans quelques-unes de ses parties; le marbre blanc de Carrare perdit, dans 24 heures, à la température de 25 degrés centigrades, le trentième de son poids; mais on y distinguait encore la surface éclatante de sa texture cristallisée. Le marbre noir ne fut altéré ni dans son poids, ni dans sa couleur; et l'agate ne fut pas attaquée. Le gypse transparent folié se réduisit dans peu d'heures en poudre à sa surface; mais cette poudre n'était pas soluble dans l'acide nitrique étendu; de manière que l'acide fluorique n'avait pas détruit la combinaison de ses principes, mais lui avait enlevé son eau de cristallisation. Une zéolite striée, du poids d'environ 7 grammes, fut rendue friable à sa surface, dans 48 heures, et elle ne pesait plus que 5,5 grammes. Etant alors plongée dans l'eau, puis séchée, elle gagna environ 17 centigrammes; mais elle ne put recouvrer son éclat. Le baryte d'une texture fibreuse n'éprouva aucun changement; une lame mince de talc de Venise du poids de 8 grammes, réduite au bout de 48 heures à celui d'environ 5 grammes, tomba en une poudre douce au toucher, qui flottait sur l'eau. M. Kortum versa de l'eau sur le résidu dans l'appareil, et il trouva le lendemain les parois incrustées de petits flocons cristallins brillans, qui adhéraient en masses séparées, et qu'on ne pouvait détacher de ces parois avec de l'acide nitrique étendu.

Les combinaisons de l'acide fluorique avec la plupart des bases, sont peu connues.

Le fluate natif de chaux, ou spath fluor, dont il a déjà été fait mention, est le plus commun. Il est rendu phosphorescent par la chaleur; mais cet effet s'affaiblit par degrés, et il ne peut plus être produit une seconde fois. A une forte chaleur, il se décrépite; chauffé dans un creuset d'argile, à la température de 130 degrés de Wedgwood, il entre en fusion. Il est inaltérable à l'air, et insoluble dans l'eau. L'acide sulfurique concentré en sépare l'acide fluorique avec effervescence, à la température ordinaire; mais la chaleur ajoute à son action. Indépendamment de l'emploi qui se fait du fluate de chaux, pour en obtenir l'acide fluorique, on en fait un grand usage pour ornemens de cheminée, et comme flux pour quelques mines et pierres.

L'acide fluorique enlève la baryte aux acides nitrique et muriatique, et forme ainsi un sel très-peu soluble, qui s'effleurit à l'air.

Avec la magnésie, cet acide se précipite, suivant Schéele, en une masse gélatineuse; mais Bergman annonce qu'il en reste en dissolution une certaine partie, qui, par évaporation spontanée, se dépose sur les parois du vaisseau, en fils cristallins, ressemblant à une masse transparente. Il se forme aussi, au fond du vaisseau, des cristaux en prismes héxaèdres, se terminant en une pyramide surbaissée de trois rhombes. Bergman ajoute qu'aucun acide ne le décompose par voie humide, et qu'il est inaltérable au feu le plus violent.

Le fluate de potasse ne cristallise pas; et si on l'évapore à siccité, il entre promptement en déliquescence; sa saveur est tant soit peu âcre et salée. Il se fond à une forte chaleur, après quoi il est caustique, et attire l'humidité. Ce fluate, de même que ceux de soude et d'ammoniaque, s'obtiennent ordinairement, ainsi que le pense Fourcroy, à l'état de sels triples, en se combinant avec de la terre siliceuse.

Le fluate de soude fournit de petits cristaux en cubes et parallélogrammes, d'une saveur amère et astringente, dé-

crépitant sur des charbons ardens, et se fondant au chalumeau en globules demi-transparens, sans perdre leur acide. Ce sel n'est pas déliquescent, et il se dissout difficilement. Les acides concentrés en séparent l'acide avec effervescence.

Le fluate d'ammoniaque peut s'obtenir en ajoutant du carbonate d'ammoniaque à de l'acide fluorique étendu, dans un vaisseau de plomb, et en observant que l'acide soit en léger excès : ce sel est un réactif très-sensible pour la chaux.

L'ammoniaque et la magnésie forment, suivant Fourcroy, un sel triple avec l'acide fluorique. Schéele remarqua que l'acide fluorique s'unissait avec l'alumine, en produisant un sel qui ne pouvait pas cristalliser, mais qui était sous forme gélatineuse. Fourcroy ajoute que la dissolution de ce sel est toujours acide, astringente, susceptible d'être décomposée et précipitée par toutes les bases alcalines et terreuses, mais capable de s'unir avec la silice et les alcalis, en sels triples divers. Il a été trouvé dernièrement une combinaison native d'alumine et de soude, avec l'acide fluorique, dans une pierre demi-transparente, venant du Groënland. (*Voyez* CRYOLITE).

Il a déjà été parlé de l'affinité de l'acide fluorique pour la silice. Si la dissolution acide de fluate de silice est obtenue, en évaporant à siccité la dissolution de l'acide gardée dans un vaisseau de verre, l'acide fluorique peut être dégagé du sel solide qui reste, ainsi que nous l'apprend Fourcroy, soit par les acides puissans, ou par une forte chaleur; et, si la dissolution a été conservée dans un vaisseau qui puisse permettre qu'une évaporation lente ait lieu, il se formera, au fond de ce vaisseau, de petits cristaux brillans, de forme rhomboïdale, durs et transparens, ainsi que Bergman en trouva, au bout de deux ans, de déposés dans le vaisseau contenant une dissolution qui y était restée en repos pendant ce temps.

Outre le spath fluor et la cryolite, minéraux dans lesquels l'acide fluorique existe en grande proportion, on a découvert la présence de cet acide dans la topaze, dans la wavellite,

dans laquelle cependant elle n'est pas rendue sensible par l'acide sulfurique; et dans des dents et de l'ivoire fossiles, quoiqu'on ne la rencontre ni dans l'une ni dans l'autre de ces substances, dans leur état naturel.

ACIDE FERRO-PRUSSIQUE ou CHYAZIQUE FERRURÉ. *Voyez* ACIDE PRUSSIQUE.

ACIDE FORMIQUE. Il est connu depuis long-temps que les fourmis contiennent un acide fort, qu'elles émettent à l'occasion. On sait aussi que cet acide peut s'obtenir des fourmis, par simple distillation, ou par leur infusion dans l'eau bouillante, qu'on distille ensuite jusqu'à ce qu'on ne puisse plus enlever de la liqueur sans risquer de brûler le résidu; on peut alors purifier l'acide par des rectifications successivement répétées, ou par l'ébullition, pour en séparer les impuretés; ou bien on peut, après rectification, le concentrer en le faisant congéler.

Cet acide, d'une saveur très-aigre, reste à l'état liquide, même à des températures très-basses. Sa pesanteur spécifique est de 1,1168 à la température de 15 degrés centigrades; il est, par conséquent, beaucoup plus dense que l'acide acétique le plus concentré. M. Berzelius trouva que le formiate de plomb consiste dans 4,696 d'acide, et 14 d'oxide de plomb; et que les élémens de l'acide sec sont : hydrogène 2,84, carbonne 32,40 + oxigène 64,76 = 100.

Nous avons appris que des empyriques ont fait usage de cet acide, comme d'un remède efficace pour le mal de dent, en l'appliquant avec les doigts sur la dent qui fait souffrir.

ACIDE FUNGIQUE. Si, après avoir fait bouillir, pour coaguler l'albumine, le suc exprimé des *boletus juglandis*, *boletus pseudo-ignarius*, du *phallus impudicus*, du *merulius cantharettus* ou du *peziza nigra*, on évapore la liqueur filtrée jusqu'à consistance d'extrait, et qu'ensuite

on la traite par de l'alcool pur, elle abandonne une substance à laquelle M. Braconnot a donné le nom *d'acide fungique*. Il faisait dissoudre ce résidu dans l'eau; et en ajoutant à cette dissolution de l'acétate de plomb, il en résultait un *fungate de plomb*, dont il opérait la décomposition, à une douce chaleur, par de l'acide sulfurique étendu. En saturant avec de l'ammoniaque l'acide fungique dégagé, il se produisait un fungate d'ammoniaque cristallisé, qu'il purifiait au moyen de dissolutions et cristallisations répétées. C'est au moyen de ce sel, provenant de l'acétate de plomb, et ensuite de l'acide sulfurique, comme on vient de le dire, que M. Braconnot se procurait l'acide fungique pur.

Cet acide incolore et incristallisable, est sous la forme d'une masse déliquescente, ayant une saveur très-aigre. Les fungates de potasse et de soude ne cristallisent point. Celui d'ammoniaque est en prismes hexaèdres réguliers. Le fungate de chaux est médiocrement soluble, et ne s'altère point à l'air. Celui de baryte se dissout dans quinze fois son poids d'eau, et cristallise sans difficulté. Celui de magnésie se présente en cristaux grenus solubles. L'acide fungique précipite de l'acétate de plomb, un fungate blanc floconneux, qui est soluble dans le vinaigre distillé. A l'état isolé, il n'affecte point le nitrate d'argent, mais les fungates décomposent ce sel.

ACIDE GALLIQUE. Cet acide existe dans différentes substances végétales, qui jouissent de propriétés astringentes, mais en plus grande proportion dans les excroissances appelées galles ou noix de galle, d'où, en conséquence, son nom dérive. On peut l'obtenir en faisant macérer des noix de galle dans l'eau, en filtrant la liqueur et la laissant ainsi exposée à l'air. Elle s'y moisit, se recouvre d'une pellicule gélatineuse épaisse; elle laisse déposer en abondance des flocons gélatineux; et, dans l'espace de temps de deux ou trois mois, on verra les parois du vaisseau tapissées de petits

cristaux jaunâtres, qui seront aussi abondans au-dessous qu'au-dessus de la surface de la pellicule qui surnage la liqueur. On peut purifier ces cristaux, en les faisant dissoudre dans l'alcool, et en évaporant la dissolution à siccité.

On peut encore ajouter du muriate d'étain à l'infusion de noix de galle, jusqu'à ce qu'il n'y produise plus de précipité. On sépare alors, au moyen du gaz hydrogène sulfuré, l'excès d'oxide d'étain qui serait resté dans la liqueur; et elle fournit par évaporation des cristaux d'acide gallique.

Un procédé de préparation plus simple cependant, est celui de M. Fiedler. Après avoir fait boullir 1 once de noix de galle en poudre, dans 16 onces d'eau, et filtré la liqueur réduite par l'ébullition à 8 onces, on ajoute à cette décoction une dissolution de 2 onces d'alun, dont on a précipité l'alumine par du carbonate de potasse, et l'on remue fréquemment le mélange avec une baguette de verre. Le lendemain, ce mélange étant filtré, on lave le précipité avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que le lavage cesse de noircir le sulfate de fer; après avoir alors réuni ces lavages à la liqueur filtrée, on fait évaporer le tout, et l'acide gallique s'obtient cristallisé en aiguilles fines.

Cependant, la pureté des cristaux, obtenus par l'un ou l'autre de ces moyens, est toujours altérée, suivant sir Humphry Davy, par une petite portion de matière extractive; pour rendre cette pureté parfaite, on peut placer les cristaux dans une capsule de verre, à la chaleur d'un bain de sable, et les faire sublimer dans une autre capsule renversée sur la première, et qu'on maintient froide. M. Deyeux recommande, pour se procurer l'acide gallique, d'employer tout de suite le moyen de la sublimation; pour cela, on met la noix de galle pulvérisée dans une cornue de verre, qu'on chauffe lentement et à un feu ménagé; l'acide s'élève et se condense dans le col de la cornue. Ce procédé exige de grandes précautions; car il faut éviter avec soin que la chaleur ne soit poussée assez loin pour dégager l'huile, autrement

les cristaux seraient immédiatement dissous. Ces cristaux, ainsi obtenus, sont des lames brillantes assez larges.

L'acide gallique placé sur du fer chauffé au rouge, brûle avec flamme, en répandant une odeur aromatique, qui ressemble assez à celle de l'acide benzoïque. Il est soluble dans 20 parties d'eau froide, et dans 3 parties de ce liquide bouillant. Il est plus soluble dans l'alcool, qui en prend dans la proportion du quart de son poids, à la température ordinaire de l'atmosphère, et peut, étant chauffé, en tenir en dissolution une quantité égale à son propre poids.

La saveur de cet acide est acide et astringente. Il rougit la teinture de tournesol, et n'attire pas l'humidité de l'air.

M. Berzelius infère de son analyse du gallate de plomb, que le nombre équivalent pour l'acide gallique, est 8,00. Ses parties constituantes sont, hydrogène 5 + carbone 56,64 + oxigène 38,36 = 100.

L'acide gallique présente, dans ses combinaisons avec les bases, quelques phénomènes remarquables. En versant lentement et peu-à-peu de sa dissolution aqueuse dans de l'eau de chaux, ou de baryte, ou de strontiane, il s'y produira d'abord un précipité blanc verdâtre. A mesure que la quantité d'acide augmente, le précipité passe à une nuance violette, et disparaît éventuellement; le liquide a acquis alors une teinte rougeâtre. Parmi les sels, ceux seulement d'oxide noir et d'oxide rouge de fer, sont décomposés par l'acide gallique pur. Il produit, avec le premier un précipité bleu; et, avec l'autre, un précipité brun; mais lorsque l'acide est à l'état d'union avec le tannin, il décompose presque tous les sels des métaux permanens.

L'acide sulfurique concentré décompose et charbonne l'acide gallique; l'acide nitrique le convertit en acides malique et oxalique.

Par son union avec la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie, l'acide gallique forme des sels d'un jaune sombre, peu solubles, mais qui le sont davantage, leurs

bases étant en excès. Avec les alcalis, cet acide forme des sels qui, en général, ne sont pas très-solubles.

Le caractère le plus distinctif de l'acide gallique est sa grande affinité pour les oxides métalliques; elle est telle, qu'étant uni avec le tannin, il les enlève aux acides puissans. Plus les oxides métalliques cèdent facilement leur oxigène, plus ils sont altérables par l'acide gallique. Cet acide donne une nuance verte à une dissolution d'or; il se forme un précipité brun, qui passe aisémet à l'état métallique, et recouvre la dissolution d'une pellicule éclatante dorée. Un effet semblable est produit avec la dissolution de nitrate d'argent. Le mercure est précipité en jaune orangé; le cuivre en brun; le bismuth en couleur citron; le plomb en blanc; le fer en noir. Le platine, le zinc, l'étain, le cobalt et le manganèse ne sont pas précipités par l'acide gallique.

Cet acide est d'un très-grand emploi dans l'art de la teinture, comme constituant l'un des principaux ingrédiens dans toutes les nuances de noir; et l'on en fait usage pour fixer et perfectionner plusieurs autres couleurs. Il est bien connu comme entrant dans la composition de l'encre. (*Voyez* GALLES, TEINTURE et ENCRE).

ACIDE HYDRO-CIANIQUE. *Voyez* ACIDE PRUSSIQUE.

ACIDE HYDRIODIQUE. Cet acide ressemble à l'acide muriatique, en ce que, dans son état isolé, il est gazeux. Si, après avoir introduit dans une petite cornue de verre un mélange de quatre parties d'iode et une partie de phosphore, on chauffe doucement, en ajoutant de temps-en-temps quelques gouttes d'eau, il se dégage un gaz qu'il faut recevoir dans le bain de mercure. Sa pesanteur spécifique est 4,4; et, par conséquent, un décimètre cube de ce gaz pèse 5,30 gram. Il est élastique et invisible, mais il répand une odeur qui ressemble à celle de l'acide muriatique. Le mercure le décompose en peu de temps; il s'empare de son

iode, et met en liberté son hydrogène, en volume égal à la moitié du volume primitif du gaz acide hydriodique. D'un autre côté, le chlore s'unit à l'hydrogène de ce gaz acide et en précipite l'iode. D'après ces expériences, il est évident que l'acide hydriodique consiste dans de la vapeur d'iode et du gaz hydrogène, qui se combinent à volumes égaux sans éprouver de changement dans leur volume primitif. Sa composition en poids, est donc 8,61 iode + 0,0694 hydrogène, ce qui est le rapport de leurs densités comme gaz; et si l'on divise 8,61 par 0,0694, le quotient sera le nombre équivalent pour l'iode, cent vingt-quatre fois plus grand que le nombre équivalent pour l'hydrogène; et comme le nombre équivalent pour l'oxigène est huit fois celui de l'hydrogène, en divisant 124 par 8, on a 15,5 pour le nombre équivalent pour l'iode; et en ajoutant à ce nombre 0,125, la somme 15,625 représente le nombre équivalent pour l'acide hydriodique. Le nombre déduit pour l'iode, d'après le rapport de l'iode à l'hydrogène en volume, se rapproche de très-près de 15,621, nombre qui fut obtenu dans d'autres expériences de M. Gay-Lussac. L'acide hydriodique est décomposé en partie à une chaleur rouge, et la décomposition est complète s'il est mêlé avec de l'oxigène. Il y a formation d'eau, et l'iode est séparé.

M. Gay-Lussac, dans son admirable mémoire sur l'iode, publié dans les Annales de Chimie, volume 91, dit, que la densité du gaz hydriodique, qu'il y détermine à 4,443, doit être un peu forte, parce qu'on apercevait dans le flacon de légères traces d'humidité. Dans le fait, si l'on prend 15,621 pour le nombre équivalent de l'iode dans le rapport de l'iode à l'oxigène, dont la densité est 1,1111, et qu'on multiplie la moitié de ce nombre par 15,621, ainsi que le fait M. Gay-Lussac, on aura, pour produit, 8,6696, auquel ajoutant 0,0694, pour la densité de l'hydrogène, la somme sera 8,7390, dont la moitié 4,3695, est évidemment la densité du gaz hydriodique. Lorsque l'équivalent pour l'iode est

déterminé à 15,5, alors la densité du gaz devient 4,3.

On peut obtenir l'acide hydriodique liquide par un moyen facile et économique, qui consiste à faire passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers un mélange d'eau et d'iode dans un appareil de Woulfe; en chauffant alors la liqueur, l'excès de soufre se dissipe et laisse l'acide hydriodique liquide. Aux températures au-dessous de celle de 128° centigrades, il abandonne son eau; à cette température, il commence à distiller, et sa densité est devenue de 1,7. Cet acide exposé à l'air, est promptement décomposé, et l'iode s'en sépare. Les acides sulfurique et nitrique concentrés le décomposent aussi; versé dans la dissolution d'un sel de plomb, il donne un beau précipité orangé; dans une dissolution de peroxide de mercure, un précipité rouge; et, avec celle d'argent, un précipité blanc, insoluble dans l'ammoniaque. On peut aussi former l'acide hydriodique en faisant passer de l'hydrogène sur de l'iode, à une température élevée.

Les composés d'acide hydriodique avec les bases salifiables peuvent être aisément produits, soit par combinaison directe, soit en faisant agir la base dans l'eau avec l'iode. Ce dernier moyen est le plus économique. Si, après avoir mis sur une quantité déterminée d'iode, de la dissolution de potasse ou de soude, jusqu'à ce que la liqueur cesse de se colorer, on l'évapore à siccité et qu'on fasse digérer le sel desséché dans de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,810 ou 0,820, l'iodate n'étant pas soluble dans ce liquide, tandis que l'hydriodate s'y dissout très-facilement, les deux sels se séparent aisément l'un de l'autre. Après avoir lavé l'iodate deux ou trois fois avec de l'alcool, on le fait dissoudre dans l'eau, et on le neutralise avec de l'acide acétique. La liqueur étant alors évaporée à siccité, on met le sel desséché en digestion dans l'alcool pour séparer l'acétate; après deux ou trois lavages, l'iodate est pur. Quant à l'alcool qui tient l'hydriodate en dissolution, on le distille, et l'on complète alors la neutralisation de la potasse au moyen d'un

peu d'acide hydriodique obtenu séparément. Les acides sulfureux et muriatique, ainsi que l'hydrogène sulfuré, ne produisent aucun changement sur les hydriodates, à la température ordinaire de l'atmosphère.

Le chlore, l'acide nitrique et l'acide sulfurique concentrés, décomposent instantanément les hydriodotes, en en séparant l'iode.

Avec la dissolution d'argent, ces sels donnent un précipité blanc, insoluble dans l'ammoniaque; avec le pernitrate de mercure, un précipité jaune verdâtre; avec le perchlorure de mercure, un beau précipité rouge orangé, très-soluble dans un excès d'hydriodate; et avec le nitrate de plomb, un précipité jaune orangé. Les hydriodates dissolvent l'iode, et se colorent en un brun rougeâtre foncé.

L'*hydriodate de potasse*, ou, à l'état sec, l'*iodure de potassium*, fournit des cristaux ayant l'apparence de ceux du sel marin. A une chaleur rouge, il fond et se sublime; ce sel étant chauffé avec le contact de l'air, n'éprouve aucun changement. 100 parties d'eau à 18 degrés centigrades, dissolvent 145 parties de ce sel; il consiste dans 15,5 iode et 4,95 potassium.

L'*hydriodate de soude* connu, étant sec, sous la dénomination d'*iodure de sodium*, peut s'obtenir en assez gros prismes rhomboïdaux applatis. Ils se réunissent avec des prismes plus gros, terminés en échelon et striés en longueur comme ceux de sulfate de soude. Ce sel est un véritable hydriodate, car il contient beaucoup d'eau de cristallisation. Il consiste, lorsqu'il est sec, en 15,5 iode + 2,95 sodium.

L'*ydriodate de baryte* cristallise en beaux prismes, semblables à ceux de muriate de strontiane; il est formé, dans son état sec, de 15,5 iode + 8,7 ou 8,75 barium.

Les *hydriodates de chaux et de strontiane* sont très-solubles, et le premier excessivement déliquescent.

L'*ydriodate d'ammoniaque* résulte de la combinaison, à

volumes égaux, des gaz ammoniac et hydriodique, quoiqu'on le prépare ordinairement en saturant l'acide liquide avec l'ammoniaque. Cet hydriodate est à-peu-près aussi volatil que le sel ammoniac; mais il est plus soluble et plus déliquescent : il cristallise en cubes. On peut inférer de ce composé, le nombre équivalent pour l'acide hydriodique, d'après la pesanteur spécifique du gaz hydriodique; ou bien, ayant l'équivalent, on peut déterminer la pesanteur spécifique. Si nous faisons 15,625 son équivalent, on a cette proportion, l'équivalent de l'ammoniaque est à l'équivalent de l'acide hydriodique, comme la densité du gaz ammoniac est à la densité du gaz hydriodique.

2,13 : 15,625 :: 0,59 : 4,328; il en résulterait qu'un décimètre cube pèse $\overset{\text{gram.}}{5{,}214}$.

L'*hydriodate de magnésie* est formé par l'union de ses parties constituantes; il est déliquescent et cristallise difficilement: une forte chaleur le décompose.

L'*hydriodate de zinc* s'obtient aisément en mettant de l'iode dans de l'eau avec un excès de zinc, et en favorisant leur action par la chaleur; ce sel étant desséché, devient un iodure.

Les hydriodates ont tous la propriété de dissoudre l'iode en abondance, et d'acquérir ainsi une couleur brune rougeâtre foncée. Ils abandonnent l'iode lorsqu'on les fait bouillir, ou lorsqu'après les avoir fait sécher, on les expose à l'air.

ACIDE IODIQUE. En faisant agir de l'eau de baryte sur de l'iode, il se forme un hydriodate de baryte soluble, et un iodate de cette base insoluble. Si, après avoir bien lavé cet iodate, on verse dessus de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau, en quantité correspondante à la baryte présente, et qu'on chauffe le mélange, l'acide iodique abandonne promptement une portion de sa base et se combine avec l'eau; mais lors même que l'acide sulfurique a été employé en proportion moindre que celle équivalente à la

baryte, il se trouve un peu de cette terre mêlée avec l'acide liquide. Si l'on essaye de séparer cette portion par une addition d'eau de baryte, les deux acides se précipitent ensemble.

Le mode économique de préparation de cet acide qui vient d'être indiqué, est celui de M. Gay-Lussac; mais sir Humphry Davy, qui a découvert cet acide, en a imaginé un plus élégant, et qui fait obtenir l'acide plus pur. Dans un long tube de verre, recourbé de manière à lui donner la figure de la lettre L renversée (˥), et fermé à l'une de ses extrémités, mettez 100 parties de chlorate de potasse, et 400 parties d'acide muriatique de la pesanteur spécifique de 1,105. Introduisez 40 parties d'iode dans un récipient mince à long col; dans l'extrémité du tube recourbé, mettez du muriate de chaux, réunissez le tube au récipient, et appliquez une douce chaleur à l'extrémité fermée du tube. Il se dégage du protoxide de chlore, qui, à mesure qu'il arrive en contact avec l'iode, donne lieu à combustion, et il en résulte deux nouveaux composés, un composé d'iode et d'oxigène, et un composé d'iode et de chlore; ce dernier est aisément séparé par la chaleur, tandis que le premier reste à l'état de pureté.

L'acide iodique de sir Humphry Davy, est un solide blanc demi-transparent. Il a une saveur fortement acide et astringente mais sans odeur. Sa densité est de beaucoup supérieure à celle de l'acide sulfurique. A une température de 337 degrés centigrades, il se fond et est décomposé en iode et oxigène; une partie en poids d'acide iodique donne 176,1 parties en mesure de gaz oxigène; d'où il paraîtrait que l'acide iodique consiste dans 15,5 d'iode sur 5 oxigène, ce qui s'accorde avec la détermination de M. Gay-Lussac, déduite de quantités beaucoup plus grandes.

L'acide iodique est déliquescent à l'air, et par conséquent très-soluble dans l'eau. Il agit sur les infusions végétales, en rougissant d'abord les couleurs bleues, qu'il finit par détruire,

et en changeant les autres en blanc. En chauffant l'acide liquide, on peut l'évaporer jusqu'à consistance de sirop. « Jusqu'à présent, dit M. Gay-Lussac dans son mémoire lu à l'Académie des Sciences de l'Institut, le 1.er août 1814, l'acide iodique n'a été obtenu qu'en combinaison avec l'eau, et il est très-probable qu'elle est aussi nécessaire qu'une base pour tenir ses élémens réunis, comme on le voit pour l'acide sulfurique, l'acide nitrique, etc. ». « On peut, ajoute M. Gay-Lussac, évaporer l'acide iodique jusqu'en consistance sirupeuse; mais si on élève sa température jusqu'à 200° environ, il se décompose entièrement en donnant de l'iode et de l'oxigène ». Sir Humphry Davy confirma depuis ce fait, en annonçant à la Société royale de Londres, par une communication datée de Rome, le 10 février 1815, que la température de l'acide iodique épaissi étant élevée à environ 392 degrés Fahrenheit (200 degrés centigrades), cet acide se résolvait en iode et en oxigène ; l'acide sec peut être chauffé jusqu'au-delà de 315 degrés centigrades, sans être décomposé, d'où l'on pourrait conclure que l'influence de l'eau, au-lieu de donner à l'acide de la fixité comme une base, favorise sa décomposition. L'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré en séparent l'iode instantanément. Les acides sulfurique et nitrique n'ont aucune action sur lui ; il donne avec la dissolution d'argent, un précipité blanc très-soluble dans l'ammoniaque; il se combine avec toutes les bases, et il reproduit tous les iodates que l'on obtient en faisant agir les bases alcalines sur l'iode au moyen de l'eau. Cet acide forme de plus, avec l'ammoniaque, un sel fulminant par la chaleur, dont M. Gay-Lussac avait annoncé depuis long-temps l'existence. Il y a, entre l'acide iodique préparé par M. Gay-Lussac, et cet acide, tel que se le procura sir Humphry Davy, une différence importante. Ce dernier étant dissous, peut être mis, par l'évaporation de l'eau, non-seulement à l'état d'un sirop épaissi, mais encore être amené ainsi à une consistance pâteuse, et produire finalement par

une chaleur plus forte, une substance solide n'ayant point éprouvé d'altération. En chauffant un mélange de cet acide avec du charbon, du soufre, de la résine, du sucre, ou avec les métaux combustibles, dans un état très-divisé, il se produisait des détonations. Sa dissolution corrodait très-rapidement tous les métaux que sir Humphry Davy soumit à son action; il attaquait de même l'or et le platine, mais avec beaucoup plus d'intensité le premier de ces deux métaux.

L'acide iodique parait former des combinaisons avec tous les acides liquides ou solides qu'il ne décompose pas. Lorsqu'à sa dissolution concentrée dans l'eau chaude, on ajoute, par gouttes, de l'acide sulfurique, il se précipite une substance solide qui consiste dans l'acide et le composé; car, en évaporant la liqueur à une douce chaleur, il ne s'en élève rien que de l'eau. En augmentant la chaleur dans une expérience de cette sorte, la substance solide formée entra en fusion, et en refroidissant le mélange, il fournissait des cristaux rhomboïdaux d'un jaune pâle, très-fusibles, qui n'éprouvaient aucun changement à la chaleur à laquelle le composé d'oxigène et d'iode se décompose, mais qui se sublimaient sans être altérés; chauffés beaucoup plus fortement encore, ils se sublimaient en partie, et étaient en partie décomposés, fournissant de l'oxigène, de l'iode et de l'acide sulfurique. Avec l'acide hydrophosphorique, le composé présente des phénomènes précisément semblables, et il en résulte une combinaison solide, cristalline, jaune. Avec l'acide hydronitrique, il y a production de cristaux blancs en lames rhomboïdales, qui se résolvent, à une température plus basse que celle nécessaire pour le composé acide précédent, en acide hydronitrique, en oxigène et en iode. Ce dernier composé est immédiatement détruit par l'acide muriatique liquide, et il s'en produit un autre formé de chlore et d'iode. Tous ces composés acides, d'une saveur aigre, rougissent les infusions bleues végétales, et dissolvent l'or et le platine. De ces intéressantes recherches, sir Humphry Davy infère,

que l'acide iodique de M. Gay-Lussac est un acide sulfo-iodique, et probablement un composé défini. Quelque très-petite que soit la quantité d'acide sulfurique qu'on fait agir sur l'iodure de barium, une partie en est toujours employée à former le composé acide; et le liquide résidu contient, et le composé acide, et une certaine quantité du sel original.

On a déjà décrit, en traitant de l'acide hydriodique, la méthode de préparation des iodates, classe de sels qui se distinguent principalement par la propriété qu'ils ont de détoner lorsqu'on les chauffe avec des combustibles.

ACIDE (CHLORIODIQUE). Sir Humphry Davy annonça de Florence, à la Société royale de Londres, en mars 1814, qu'il avait découvert ce composé important, en lui présentant le détail de sa préparation et de ses propriétés (*). Sir H. Davy obtint cet acide en faisant passer dans des vaisseaux vidés d'air de la vapeur de chlore en excès à travers des quantités connues d'iode, et en chauffant à diverses reprises le sublimé. En opérant ainsi, il reconnut que l'iode absorbe moins du tiers de son poids de chlore.

L'acide chloriodique étant très-volatil, et agissant sur le mercure, sir Humphry Davy ne put parvenir à déterminer la force élastique de sa vapeur. Dans l'expérience le plus en grand qu'il fit pour établir les proportions de cet acide, avec 1,3 gram. d'iode, il fut absorbé 157,300 centimètres cubes de chlore. Cette quantité pèse 0,472 gram; et 1,3 : 0,472 :: 15,5 : 5,6, nombre qui ne diffère pas beaucoup de celui 4,5, l'équivalent pour le chlore; et dans les circonstances très-délicates de l'expérience, une approximation mérite d'être prise en considération. En effet, le premier résultat en vaisseaux clos donnant moins du tiers du poids du chlore,

(*) M. Gay-Lussac avait examiné cette combinaison avant qu'il eût pu être instruit que le chimiste anglais s'était occupé de recherches dans cet objet. (*Note du Traducteur.*)

absorbé, se rapproche suffisamment de 4,5, qui est juste un peu moins du tiers de 15,5, le nombre équivalent pour l'iode.

L'acide chloriodique formé par la sublimation de l'iode dans un grand excès de chlore, est d'un jaune clair; il devient, étant fondu, orangé foncé, et mis à l'état de vapeur, il forme un gaz de couleur orangé foncé. Cet acide peut se combiner avec beaucoup d'iode, lorsqu'on les chauffe ensemble; sa couleur devient en conséquence plus foncée, et l'acide chloriodique et l'iode s'élèvent ensemble à l'état élastique. La dissolution de l'acide chloriodique dans l'eau dissout également de grandes quantités d'iode; de sorte qu'il est possible d'obtenir un liquide contenant des proportions très-différentes d'iode et de chlore.

Lorsque deux corps, tels que l'iode et le chlore, qui se ressemblent autant par leurs caractères, et dans les composés qu'ils forment, agissent en-même-temps sur des substances, il est difficile, ainsi que le remarque sir Humphry Davy, de se former un jugement sur les différens rôles qu'ils jouent dans le nouvel arrangement chimique produit. Ce qui semble le plus probable, c'est que la propriété acide du composé chloriodique, dépend de la combinaison des deux corps; et son action sur les dissolutions alcalines et terreuses peut s'expliquer aisément, en considérant que le chlore a une plus grande tendance que l'iode à former des composés doubles avec les métaux, et que l'iode a une plus grande tendance que le chlore à former des composés triples avec l'oxigène et les métaux.

Il peut exister un composé triple de cette espèce avec le sodium dans l'eau de mer, composé qui se séparerait avec les premiers cristaux qui sont formés par son évaporation; d'où il suit qu'il peut être présent dans le sel commun. Sir Humphry Davy s'est assuré, en nourrissant des oiseaux avec du pain trempé dans de l'eau tenant de ce composé en dissolution, qu'il n'est pas vénéneux comme l'iode même.

ACIDE HYDROTHIONIQUE. Quelques chimistes allemands distinguent par cette dénomination l'hydrogène sulfuré, à raison de ses propriétés, qui ressemblent à celles d'un acide.

ACIDE KINIQUE. C'est un acide particulier, que M. Vauquelin a retiré du quinquina. En lavant avec de l'alcool un extrait aqueux obtenu par évaporation d'infusions chaudes de l'écorce en poudre, ce liquide se charge de la partie résineuse de l'extrait, et laisse un résidu brun visqueux, d'une saveur ayant à peine de l'amertume, et qui consiste dans du kinate de chaux et une matière mucilagineuse. Ce résidu étant dissous dans l'eau, et la dissolution filtrée abandonnée à l'évaporation spontanée dans un lieu chaud, elle s'épaissit en consistance de sirop, et alors il s'y dépose peu-à-peu des lames cristallines quelques fois hexaèdres, d'autres fois rhomboïdales ou carrées, et toujours légèrement colorées en brun rougeâtre. Après avoir purifié ces lames au moyen d'une seconde cristallisation, on les fait dissoudre dans dix ou douze fois leur poids d'eau. On verse alors dans la liqueur une dissolution très-étendue d'acide oxalique, jusqu'à cessation de précipité; et lorsqu'elle a été filtrée pour en séparer le précipité, qui est de l'oxalate de chaux, on abandonne à l'évaporation spontanée, l'acide kinique, qui, ainsi concentré, fournit des cristaux réguliers. Cet acide est décomposé par la chaleur. La propriété qu'il a de former avec la chaux un sel soluble, et de ne point précipiter l'argent ou le plomb de leurs dissolutions, sont des caractères suffisamment distinctifs. Les kinates sont à peine connus; 100 parties de quinquina fournissent 7 parties de kinate de chaux.

ACIDE LACCIQUE. C'est l'acide que le docteur John obtint en opérant ainsi qu'il suit: après avoir fait un extrait aqueux avec de la laque en bâton réduite en poudre, et après avoir évaporé à siccité cet extrait, il le mettait en digestion dans

de l'alcool, et faisait également évaporer à siccité la liqueur alcoolique. Le résidu desséché était mis à digérer à son tour dans l'éther; et la dissolution éthérée étant aussi évaporée, il obtenait une masse sirupeuse d'un jaune clair, qu'il faisait dissoudre de nouveau dans l'alcool; en ajoutant de l'eau à cette dissolution, elle abandonnait un peu de résine; il y reste alors un acide particulier uni à de la potasse et de la chaux: on en dégage l'acide, en formant avec l'acétate de plomb un lactate insoluble, qu'on décompose ensuite au moyen de l'acide sulfurique ajouté en quantité suffisante pour saturer l'oxide de plomb. L'acide laccique, ainsi obtenu, cristallise; sa couleur est d'un jaune vineux; il a une saveur acide, et se dissout, ainsi qu'on vient de le voir, dans l'eau, l'alcool et l'éther. Il précipite en blanc le plomb et le mercure, mais il n'affecte point la chaux, la baryte ou l'argent dans leurs dissolutions. Il précipite en blanc les sels de fer. Avec la chaux, la soude et la potasse, il forme des sels déliquescens, solubles dans l'alcool.

ACIDE LACTIQUE. En réduisant par l'évaporation, au huitième de son volume, du petit lait aigri, en filtrant, précipitant par l'eau de chaux, et séparant ensuite la chaux au moyen de l'acide oxalique, Schéele obtint une dissolution aqueuse de ce qu'il supposa être un acide particulier, auquel en conséquence il donna le nom d'*acide lactique*. Pour se le procurer, Schéele évaporait la dissolution aqueuse de petit lait jusqu'à consistance de miel, et après y avoir ajouté de l'alcool, il filtrait la liqueur et évaporait l'alcool. Le résidu était un acide de couleur jaune, incristallisable, attirant l'humidité de l'air, et formant avec les terres et les alcalis, des sels déliquescens.

M. Bouillon-Lagrange, qui examina plus particulièrement cet acide, conclut d'une suite d'expériences auxquelles il le soumit, qu'il consiste dans de l'acide acétique, du muriate de potasse, une petite portion de fer dissoute proba-

blement dans l'acide acétique, et une matière animale. Ce jugement de M. Bouillon Lagrange fut confirmé par les opinions de Fourcroy et de M. Vauquelin. Mais M. Berzelius s'étant occupé depuis de recherches très-étendues sur la nature de cet acide, il acquit, par une longue suite d'expériences souvent répétées, la conviction complète que Schéele avait eu raison de le considérer comme un acide particulier, et qu'en effet il est très-distinct de tous autres acides. L'extrait qu'on obtient en faisant digérer dans l'alcool le petit lait desséché, contient de l'acide lactique non combiné, du lactate de potasse, du muriate de potasse, et une matière animale particulière. Comme le moyen de dégager l'acide de ces substances, offre un exemple instructif de recherche chimique, on en présentera ici, avec quelque détail, l'exposé pris dans le deuxième volume du traité, par M. Berzelius, de la chimie animale.

Après avoir fait digérer, comme on vient de le dire, le petit lait desséché dans l'alcool, M. Berzelius mêlait à cette liqueur alcoolique une autre portion d'alcool à laquelle il avait ajouté $\frac{1}{25}$ d'acide sulfurique concentré ; et il continuait de mettre de nouvelles portions de ce mélange dans la liqueur, pendant tout aussi long-temps qu'il s'y formait un précipité salin, et jusqu'à ce qu'elle eût acquis une saveur acide décidée. Il se précipitait du sulfate de potasse, et il restait dans la liqueur alcoolique, de l'acide muriatique, de l'acide lactique, de l'acide sulfurique, et une très-petite portion d'acide phosphorique, provenant d'un peu de terre d'os qui avait été tenue en dissolution. Après avoir alors filtré la liqueur acide, elle était mise en digestion avec du carbonate de plomb, ce qui donnait lieu à formation d'un lactate de plomb soluble dans l'alcool. Aussitôt que le mélange avait acquis une saveur sucrée, les trois acides minéraux s'étaient précipités en combinaison avec le plomb, et l'acide lactique y restait saturé imparfaitement avec une portion de ce métal ; on l'en séparait au moyen de l'hydro-

gène sulfuré, et la liqueur était alors évaporée en consistance d'un vernis épais, brun foncé, d'une saveur acide austère, mais entièrement dépourvue d'odeur.

Pour dégager ensuite de ce résidu la matière animale qui pouvait y être restée combinée, M. Berzelius le faisait bouillir avec un mélange d'une grande quantité d'eau de chaux récemment préparée, de manière que toutes substances animales fussent précipitées et détruites par la chaux. La chaux devint d'un jaune brun, et la liqueur presque incolore, tandis que la masse exhalait une odeur de lies de savon, qui disparaissait à mesure que l'ébullition était continuée. La liqueur ainsi obtenue étant filtrée, il la faisait évaporer jusqu'à ce qu'une grande partie de la chaux superflue tenue en dissolution se fût précipitée. Il en décomposait alors une petite portion au moyen de l'acide oxalique, et faisait dissoudre du carbonate d'argent dans l'acide lactique non combiné, jusqu'à ce qu'il fût complètement saturé. A l'aide du lactate d'argent ainsi produit, il se sépara une plus grande quantité d'acide muriatique du lactate de chaux, qui fut alors décomposé par de l'acide oxalique pur, en ayant soin de le laisser dans un état tel, que ni l'acide oxalique, ni l'eau de chaux, ne pouvait y occasionner de précipité. Il fut alors évaporé à siccité, et le résidu ayant été dissous de nouveau dans l'alcool, une petite portion d'oxalate de chaux, qui avait été retenue à l'état d'union avec l'acide, resta alors non dissoute. L'alcool fut évaporé jusqu'à ce que la masse cessât d'être fluide étant chaude ; elle était devenue acide, d'un brun clair, transparente; et dans cet état, c'était l'acide lactique dépouillé de toutes les substances qui, ainsi qu'on avait jusqu'à présent eu raison de le penser, en altéraient la pureté.

L'acide lactique ainsi purifié est d'un jaune brunâtre ; sa saveur piquante et aigre, est sensiblement affaiblie lorsque l'acide est étendu d'eau. Cet acide est inodore étant froid ; mais chauffé, il répand une odeur aigre et piquante, qui

ressemble assez à celle d'acide oxalique sublimé. On ne peut le faire cristalliser, et il ne présente pas la plus légère apparence d'une substance saline; mais il se dessèche en un vernis épais et lisse, qui attire lentement l'humidité de l'air. Il se dissout très-aisément dans l'alcool. Chauffé dans une cuiller d'or au-dessus de la flamme d'une bougie, il entre d'abord en ébullition, et alors son odeur aigre et piquante se fait très-manifestement sentir, mais extrêmement distincte de celle de l'acide acétique. Il se charbonne ensuite, en répandant une odeur empyreumatique, mais n'ayant rien d'une odeur animale. Il reste un charbon poreux qui s'incinère difficilement. A la distillation, l'acide lactique donne une huile empyreumatique, de l'eau, du vinaigre empyreumatique, de l'acide carbonique et des gaz inflammables. Avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, cet acide fournit des sels particuliers, qui tous se distinguent par leur propriété d'être solubles dans l'alcool, et parce que, en général, ils ne manifestent pas la moindre disposition à cristalliser, se desséchant en une masse gommeuse, qui devient lentement humide à l'air.

Lorsque le lactate de chaux purifié, comme il a été dit, est mêlé chaud avec une dissolution chaude de carbonate de potasse, il se produit un *lactate de potasse*, qui forme, en se séchant, une masse gommeuse transparente, d'un jaune brun léger, se durcissant difficilement. Si l'on mêle ce lactate avec de l'acide sulfurique concentré, il ne se manifeste point d'odeur d'acide acétique; mais si le mélange est chauffé, il acquiert une odeur piquante désagréable, qui se remarque dans tout mélange de substances animales avec l'acide sulfurique. L'extrait obtenu directement du lait contient ce sel; mais celui-ci donne, lorsqu'il est mêlé avec de l'acide sulfurique, une odeur acide acerbe qui ressemble à celle de l'acide acétique. Cet effet dépend, cependant, non de l'acide acétique, mais de l'acide muriatique, qui, dans son état de concentration, apporte cette modification dans l'odeur

de presque tous les corps organiques. Le lactate de potasse pur se dissout aisément dans l'alcool. Celui qui contient un excès de potasse, ou qui reste encore altéré par de la matière animale soluble dans l'alcool, que détruit le traitement avec la chaux, exige environ 14 parties de ce liquide chaud pour s'y dissoudre, ce qui n'a lieu que lentement. Ce sel est beaucoup plus soluble dans l'alcool bouillant que dans ce liquide froid ; et il s'en sépare par refroidissement sous la forme de gouttes dures.

Le *lactate de soude* ressemble à celui de potasse, dont on ne peut le distinguer que par l'analyse.

Le *lactate d'ammoniaque* s'obtient en saturant de l'acide lactique concentré avec de l'ammoniaque caustique ajoutée avec excès. Le mélange acquiert une forte odeur volatile ressemblant à celles de l'acétate ou formiate d'ammoniaque, qui cependant cesse promptement de se manifester. Le sel produit a quelquefois une légère tendance à se former en cristaux. Il présente une masse gommeuse qui prend à l'air un excès d'acidité. Cette masse étant chauffée, l'ammoniaque s'en dégage en grande partie, et il reste un sel très-acide, qui est déliquescent à l'air.

Le *lactate de baryte* peut être produit de la même manière que celui de chaux ; mais alors il contient un excès de la base. Lorsqu'il est évaporé, il fournit une masse gommeuse, soluble dans l'alcool. Il en reste une portion non dissoute, qui est un sous-sel, mou, et d'une couleur plus brune. Ce qui s'est dissous dans l'alcool donne, par l'évaporation, une masse gommeuse presque incolore, qui se durcit en un vernis ferme, mais qui n'est pas cassant. Ce lactate ne manifeste pas la moindre tendance à cristalliser ; et comme il se dissout moins facilement dans l'alcool, on peut le rendre plus soluble dans ce liquide, et le purifier ainsi de la matière animale qui y adhère, par une addition de baryte.

Le lactate de chaux dont la formation a lieu, en opé-

rant comme on l'a ci-devant indiqué, est sous la forme d'une masse gommeuse, que l'alcool partage aussi en deux portions. La plus grande de ces portions est soluble dans ce liquide et donne un vernis brillant, dont la couleur incline à un jaune léger, et qui étant séché lentement, se fendille sur toute sa surface et devient opaque; c'est le lactate de chaux pur. La portion insoluble dans l'alcool, est une poudre avec excès de la base. Cette poudre, recueillie sur un filtre, devient lisse à l'air, comme de la gomme, ou comme du malate de chaux. En la faisant bouillir avec plus de chaux, et en précipitant la base surabondante par l'exposition de la liqueur à l'air, cette portion devient pure et soluble dans l'alcool.

Le lactate de magnésie, évaporé jusqu'à consistance d'un sirop clair, et abandonné ensuite dans un lieu chaud, se forme en petits cristaux grenus; en l'évaporant promptement à siccité, il donne pour résidu une masse gommeuse séparable par l'alcool, comme les deux lactates précédens, en deux portions, l'une soluble, et l'autre qui ne se dissout pas.

En mêlant le lactate de magnésie avec de l'ammoniaque caustique, et en ajoutant de ce dernier sel pendant tout aussi long-temps qu'il y a précipitation, il se produit un *lactate ammoniaco-magnésien*; par l'évaporation spontanée, ce sel se forme en prismes aiguillés, qui sont peu colorés et ne s'altèrent point à l'air. M. Berzelius a vu une fois ces cristaux se former dans un extrait alcoolique de lait bouilli à siccité; mais ce n'est pas une circonstance ordinaire.

On se procure un *lactate d'argent* en faisant dissoudre le carbonate de ce métal dans l'acide lactique. La dissolution est d'un jaune léger, inclinant un peu au vert, et elle a une saveur désagréable de vert-de-gris. Evaporée dans un vaisseau plat, elle se desséche en un vernis très-transparent, d'un jaune verdâtre, ayant un éclat extérieur peu commun, ressemblant à celui d'un miroir. Si l'évaporation a lieu dans un

vaisseau profond, et au moyen d'une chaleur plus forte, une partie du sel est décomposée, et reste en une couleur brune par la réduction de l'argent. Si ce lactate est dissous dans l'eau, il ne se réduit et ne se dépose qu'une portion peu considérable de l'argent, lors même que le sel a été transparent, et la dissolution concentrée est d'un beau jaune verdâtre, qui devient jaune lorsque cette dissolution est étendue. Si l'on dissout l'oxide d'argent dans un acide impur, le sel devient brun, et il y a, pendant l'évaporation, une plus grande quantité d'argent revivifié.

Si l'on sature de l'acide lactique avec de l'oxide noir de mercure, il se produit un *lactate de protoxide de mercure* de couleur d'un jaune léger, qui disparaît au moyen de dissolution et évaporation répétées. Le sel manifeste des propriétés acides; il est déliquescent à l'air et se dissout en partie dans l'alcool; mais il est en-même-temps décomposé, et il se dépose du carbonate de mercure, tandis que le mélange acquiert une légère odeur d'éther. L'acide lactique dissout aussi l'oxide rouge de mercure, et il en résulte un sel gommeux rouge déliquescent à l'air. Si on laisse ce sel exposé à un air chaud et humide, il dépose, au bout de quelques semaines, une poudre légère demi-cristalline; cette poudre n'a pas été examinée, mais il est probable que ce doit être de l'acétate de mercure.

Le lactate de plomb peut s'obtenir dans différens états de saturation. Lorsque l'acide lactique est mis en digestion avec le carbonate de plomb, il brunit; mais il ne peut être complétement saturé avec l'oxide; on obtient un sel acide qui ne cristallise pas, mais qui se dessèche en une masse brune d'apparence sirupeuse, d'une saveur austère sucrée. Lorsqu'après avoir fait digérer une dissolution alcoolique d'acide lactique avec de la litharge réduite en poudre fine, jusqu'à ce que la dissolution devienne sucrée, on fait évaporer lentement cette dissolution jusqu'en consistance de miel, le lactate de plomb neutre cristallise en petits grains de couleur

grisâtre. Ces cristaux lavés avec de l'alcool, pour en séparer la massé visqueuse qui y adhère, laissent un sel grenu de couleur grise, qui, étant sec, est clair et argenté.

Ce sel grenu ne s'altère point à l'air; traité avec de l'hydrogène sulfuré, il fournit de l'acide lactique pur. Si l'acide lactique est mis en digestion avec une portion de litharge en poudre, plus grande que celle nécessaire à sa saturation, le liquide acquiert d'abord une couleur plus brune, et, en continuant la digestion, la couleur devient de plus en plus pâle, et l'oxide se boursouffle en une poudre volumineuse d'une couleur un peu plus claire qu'auparavant. Si le liquide étant évaporé, on verse de l'eau sur le résidu sec, il ne s'en dissout qu'une très-petite portion; la dissolution n'est pas colorée; et lorsqu'on l'expose à l'air, il s'en sépare une pellicule de carbonate de plomb. Si l'on fait bouillir dans l'eau le sel de plomb desséché, et que la dissolution soit filtrée encore chaude, une grande partie de ce qui avait été dissous se précipitera par le refroidissement de la liqueur, sous la forme d'une poudre blanche ou d'un jaune clair, qui est un sous-lactate de plomb. Ce sel est de couleur de flamme claire; il devient, étant séché, farineux et doux au toucher, et il est décomposé par les acides les plus faibles, tandis que le sel acide est dissous dans l'eau, manifestant une saveur sucrée et une couleur brune. Lorsqu'il est humecté avec de l'eau, ce changement qu'il éprouve ainsi, résulte de l'action de l'acide carbonique de l'air. Si le sel étant chaud, on le met sur le feu à un point quelconque, il brûle comme de l'amadou, et laisse le plomb en grande partie réduit. Ce sel dissous dans l'acide nitrique, et précipité au moyen du carbonate de potasse, donne exactement, sur cent parties, cent parties de carbonate de plomb; et, par conséquent, ses parties constituantes, déterminées d'après celles du carbonate, doivent consister dans 83 parties de l'oxide et 17 parties de l'acide lactique. On ne peut cependant pas compter entièrement sur les proportions qui établissent cette composition, dans laquelle

la quantité de plomb parait être un peu trop grande. Le rapport de l'acide lactique au plomb fournit un des meilleurs moyens de la reconnaître, et c'est ce moyen que M. Berzelius employa toujours principalement en retirant l'acide lactique des fluides animaux; il établit la distinction la plus claire entre cet acide et l'acide acétique.

Le lactate de fer est d'un brun rougeâtre; il ne cristallise point et n'est pas soluble dans l'alcool.

Le lactate de zinc cristallise. Le fer et le zinc sont dissous l'un et l'autre par l'acide lactique avec dégagement de gaz hydrogène.

Le lactate de cuivre varie en couleur, suivant les différens degrés de saturation, du bleu au vert et au bleu foncé. Ce lactate ne cristallise pas.

Il suffit de comparer les descriptions de ces sels avec celles des sels qui nous sont connus, formés des mêmes bases avec d'autres acides tels que, par exemple, les acides acétique, malique, etc., pour acquérir la conviction complète, que l'acide lactique doit être un acide particulier parfaitement distinct de tous autres. Son nombre équivalent peut être déterminé à 5,8.

ACIDE (NANCÉIQUE). Cet acide, de M. Braconnot, ressemble, sous beaucoup de rapports, à l'acide lactique.

ACIDE LAMPIQUE. Dans le cours de ses importantes recherches sur la nature et les propriétés de la flamme, sir Humphry Davy annonça le fait singulier, qu'on pouvait opérer la combinaison rapide de corps combustibles avec l'oxigène, à des températures inférieures à celles nécessaires pour produire leur inflammation *visible*. Parmi les phénomènes résultant de ces combinaisons nouvelles, il remarqua celui de la production d'un acide particulier et de vapeur piquante, par une combustion lente d'éther; et d'après les propriétés évidentes de cet acide, sir Humphry Davy fut porté à soup-

çonner que c'était un corps nouveau à classer parmi ceux déjà connus en chimie. M. Faraday a donné quelques détails à ce sujet dans le troisième volume du Journal des Sciences et Arts; mais comme il ne put se procurer que de très-petites quantités de cet acide, il n'eut pas les moyens de le soumettre à des expériences décisives. Il a été inséré, dans le sixième volume du même Journal, un exposé assez étendu des recherches, par M. Daniell, sur les propriétés et les composés de cet acide nouveau. Par une combustion lente d'éther, continuée pendant six semaines, au moyen d'un fil de platine disposé en rouleau sur la mèche de coton d'une lampe (*Voyez* Flamme), il condensa sous le chapiteau d'un alambic, dont le bec entrait dans un récipient, environ sept décilitres d'acide lampique liquide. Cette liqueur, lorsqu'elle vient d'être recueillie, est incolore, ayant une saveur fortement acide et une odeur piquante. Chauffée, elle exhale une vapeur extrêmement irritante et désagréable, et qui, lorsqu'on la respire, cause un effet d'oppression de poitrine ressemblant à celui que fait éprouver le chlore. Sa pesanteur spécifique varie de moins de 1,000, à 1,008. On peut rendre cette liqueur plus pure en l'évaporant avec ménagement; et il est à remarquer que la vapeur qui s'en élève n'est pas celle d'éther, mais bien une vapeur d'alcool qui altère légèrement la liqueur : ainsi rectifiée, sa pesanteur spécifique est de 1,015. Elle rougit les couleurs bleues végétales, et décompose tous les carbonates terreux et alcalins, formant avec leurs bases des sels neutres qui sont plus ou moins déliquescens. Le lampate de soude est un sel très-déliquescent, d'une saveur salée qui n'est pas désagréable. La chaleur le décompose. Il consiste dans 62,1 acide et 37,9 soude; d'où il suit que son nombre équivalent est 6,45. Le lampate de potasse n'est pas tout-à-fait aussi déliquescent que le précédent. Le lampate d'ammoniaque s'évapore à une température au-dessous de celle de 100 degrés centigrades: c'est un sel de couleur brune. Le lampate de baryte cristallise en aiguilles transparentes

incolores. Sa composition est de 39,5 acide, et 60,5 base ; et par conséquent le nombre équivalent est 6,365, celui pour la baryte étant, d'après le docteur Wollaston, 9,75. Le lampate de chaux est déliquescent et d'une saveur amère caustique. La saveur du lampate de magnésie est sucrée et astringente comme celle du sulfate de fer. Tous ces sels brûlent avec flamme. L'acide lampique réduit instantanément l'or du muriate de ce métal, et les lampates de potasse et d'ammoniaque produisent le même effet plus lentement. Un mélange de ces deux lampates précipite le platine métallique de sa dissolution. Avec le nitrate d'argent, il se produit aussi un précipité métallique; et ce qu'il y a de remarquable, c'est que l'oxide d'argent est soluble dans l'acide lampique ; mais à la chaleur de l'eau bouillante, il se dépose à l'état métallique. Le mélange d'une dissolution chaude de protonitrate de mercure avec l'acide lampique, présente un très-beau phénomène. Il se produit à travers la liqueur une ondée de globules mercuriels. L'oxide rouge de mercure forme avec l'acide lampique un sel blanc volumineux, peu soluble, dont au bout de quelques jours il se sépare du mercure métallique. Le lampate de cuivre fournit, par évaporation sous un récipient vidé d'air, des cristaux bleus rhomboïdaux. Lorsqu'étant dissous, on fait bouillir la liqueur, le cuivre s'y dépose à l'état métallique. Le lampate de plomb est un sel blanc de saveur sucrée, et cristallisant facilement.

D'après l'analyse par M. Daniell, du lampate de baryte dans l'appareil de MM. Gay-Lussac et Thénard (*Voyez* Analyse végétale), la composition de l'acide lampique serait 40,7 carbone + 7,7 hydrogène + 51,6 oxigène et hydrogène, dans les proportions qui constituent l'eau, = 100. Ces nombres correspondent, suivant M. Daniell, à ce que l'on peut supposer être le résultat de 1 atôme carbone, 1 atôme hydrogène et 1 atôme d'eau ou ses élémens. L'excès d'hydrogène explique, ainsi qu'il le conçoit, la propriété qu'a l'acide de révivifier les métaux, propriété qui peut

rendre l'acide lampique d'un emploi utile dans les arts pour plaquer l'or et le platine sur des objets d'un travail délicat.

Le poids de l'équivalent pour l'acide lampique, et quelques-unes des propriétés des lampates, pourraient porter à considérer cet acide comme n'étant autre que l'acide acétique combiné avec de la matière éthérifiée. Cette conjecture a été en dernier lieu vérifiée par M. Daniell.

ACIDE (LITHIQUE). Ce fut en 1776 que Schéele, en analysant des calculs humains, fit la découverte de cet acide, qui, pour un grand nombre, en est la partie constituante principale, et dont quelques-uns, notamment ceux qui ont l'apparence de bois, en sont presqu'entièrement formés. Cet acide est aussi présent dans l'urine de l'homme et dans celle du chameau; le docteur Pearson le trouva dans celles des concrétions arthritiques, de nature crayeuse, ce qui fut confirmé depuis par Tennant. On a donné à cet acide le nom d'*urique*, et on l'appelle souvent ainsi.

Les résultats des expériences de Schéele sur ceux des calculs qu'il reconnut consister presque totalement en acide urique, sont ainsi qu'il suit :

1. L'acide sulfurique étendu ne produisait aucun effet sur le calcul; mais concentré, il le dissolvait; et cette dissolution distillée à siccité, laissa un charbon noir, en exhalant des vapeurs sulfureuses. 2. L'acide muriatique étendu ou concentré, n'exerçait aucune action sur ce calcul, même à la chaleur de l'ébullition. 3. L'acide nitrique l'attaquait à froid; et à l'aide de la chaleur, il y avait production d'effervescence et de vapeur rouge; il se dégageait de l'acide carbonique, et le calcul était entièrement dissous. La dissolution était acide, même dans son état de saturation du calcul, et elle colorait la peau en un beau rouge, une heure après y avoir été appliquée; évaporée, elle se colorait en un rouge sanguin, mais cette couleur était détruite par l'addition d'une goutte d'acide ; elle ne précipitait pas le muriate de baryte,

ou les dissolutions métalliques, même en y ajoutant un alcali. Les alcalis la rendaient plus jaune, et s'il y en avait surabondance, cette couleur passait, par une forte digestion à chaud, au rose; ce mélange communique une couleur semblable à la peau, et peut précipiter le sulfate de fer en noir, le sulfate de cuivre en vert, le nitrate d'argent en gris, le muriate suroxigéné de mercure et les dissolutions de plomb et de zinc en blanc. L'eau de chaux donnait lieu, dans la dissolution nitrique, à un précipité blanc, se dissolvant dans les acides nitrique et muriatique sans effervescence, et sans détruire leur acidité. L'acide oxalique ne produisait pas de précipité. 4. Le carbonate de potasse ne dissolvait ce calcul ni à froid ni à chaud; mais une dissolution de potasse parfaitement pure, le dissolvait même à froid. Cette dissolution, de couleur jaune, d'une saveur sucrée, était précipitée par tous les acides, même l'acide carbonique; elle ne troublait pas l'eau de chaux; elle décomposait et précipitait la dissolution de fer en brun, celle de cuivre en gris, d'argent en noir, de zinc, de mercure et de plomb en blanc, en exhalant une odeur d'ammoniaque. 5. Le calcul se dissolvait par digestion dans environ 200 parties d'eau de chaux, qui perdait sa saveur âcre. La dissolution était précipitée en partie par les acides. 6. Le calcul se dissolvait entièrement dans l'eau pure; mais pour cela, il fallait faire bouillir pendant quelque temps 360 parties de ce liquide avec une partie du calcul réduit en poudre. Cette dissolution rougissait la teinture de tournesol, ne troublait pas l'eau de chaux; et, par le refroidissement, elle déposait en petits cristaux la presque totalité de ce dont elle s'était chargée. 7. En distillant, à feu nu, 72 parties du calcul dans une petite cornue de verre, et chauffant par degrés jusqu'au rouge, les produits furent de l'ammoniaque liquide mêlée d'un peu d'huile animale, un sublimé brun pesant 28 parties, et il resta 12 parties d'un charbon qui, chauffé au rouge à l'air libre, conservait sa couleur noire; le sublimé brun devenait blanc par une seconde su-

blimation; il n'avait point d'odeur, lors même qu'il était humecté par un alcali; sa saveur était acide; il se dissolvait dans l'eau bouillante, et aussi daus l'alcool, mais en proportion moindre; il ne précipitait pas l'eau de chaux, et paraissait avoir de la ressemblance avec l'acide succinique.

L'acide lithique se dissout presqu'entièrement, suivant Fourcroy, dans 2000 fois son poids d'eau froide, lorsqu'étant réduit en poudre, on le traite à plusieurs reprises avec ce liquide. Il infère de ses expériences sur cet acide, qu'il contient de l'azote avec une portion considérable de carbone, mais peu d'hydrogène et peu d'oxigène.

Les combinaisons de l'acide lithique avec les bases, n'ont pas été beaucoup examinées. Le lithate de chaux est plus soluble que l'acide lui-même; mais, par son exposition à l'air, il est promptement décomposé, l'acide carbonique de l'atmosphère se combinant avec la chaux, précipitant l'un et l'autre, et séparant entre eux, l'acide lithique, et le carbonate de chaux nouvellement formé. Il parait, d'après l'analyse de M. Tennant, que les concrétions qui se forment dans les articulations des goutteux, sont principalement composées de lithate de soude. Le lithate de potasse s'obtient en faisant digérer des calculs dans la lessive caustique de cet alcali; et Fourcroy recommande de précipiter l'acide lithique dans cette dissolution par l'acide acétique, comme un bon moyen pour se procurer l'acide pur, en petites aiguilles blanches éclatantes, et presque à l'état pulvérulent.

On a acquis, dans ces dernières années, de plus amples documens sur la nature et les propriétés de l'acide lithique. Le docteur Henry, qui en avait fait l'objet d'une thèse médicale, a inséré depuis dans les Mémoires de Manchester, deuxième volume, nouvelle série, un mémoire sur cet acide, et ils contiennent l'un et l'autre un grand nombre de faits importans. Il se procura l'acide de la manière qu'on vient de dire, que le prescrivit Fourcroy. Cet acide, sous la forme de lames blanches éclatantes, plus denses que l'eau,

est insipide et inodore. Il se dissout dans environ 1400 fois son poids d'eau bouillante. Il rougit l'infusion de tournesol; sa dissolution dans l'acide nitrique, évaporée à siccité, laisse un sédiment cramoisi rose. Les carbonates et les sous-carbonates alcalins ne dissolvent ni n'attaquent l'acide sec. A l'aide de la chaleur, il décompose le savon et aussi les sulfures alcalins et les hydrosulfures. Aucun autre acide que ceux qui en opèrent la décomposition, n'a d'action sur l'acide lithique. Il est soluble dans les dissolutions chaudes de potasse et de soude, ainsi que dans l'ammoniaque, mais moins facilement. On peut former les lithates, soit en saturant réciproquement les deux constituans, soit en dissolvant l'acide dans un excès de base, et en précipitant alors par du carbonate d'ammoniaque. Les lithates sont tous dépourvus de saveur, et ils ressemblent, par leur aspect, à l'acide lui-même. Ils sont inaltérables à l'air, très-peu solubles dans l'eau, et une chaleur rouge les décompose en détruisant l'acide. L'acide lithique est précipité de ces sels par tous les acides, ceux prussique et carbonique exceptés. Les lithates sont décomposés par les nitrates, les muriates et les acétates de baryte, de strontiane, de chaux, de magnésie et d'alumine. Ils sont précipités par toutes les dissolutions métalliques autres que la dissolution d'or. Lorsque l'acide lithique est soumis à l'action de la chaleur, les produits qu'il fournit sont de l'hydrogène carboné et de l'acide carbonique, de l'acide prussique, du carbonate d'ammoniaque, un sublimé, consistant dans une combinaison d'ammoniaque avec un acide particulier qui a les propriétés suivantes :

Il est jaune, ayant une saveur fraîche avec amertume. Il se dissout aisément dans l'eau et dans les dissolutions alcalines, d'où il n'est pas précipité par des acides. Il se dissout aussi en petite quantité dans l'alcool; ce sublimé est volatil, et, par une seconde sublimation, il est rendu beaucoup plus blanc. Sa dissolution aqueuse rougit les couleurs bleues

végétales; mais une très-petite quantité d'ammoniaque détruit cette propriété; il ne produit pas d'effervescence avec les carbonates alcalins. Il fournit par l'évaporation des cristaux permanens, mais mal définis, à raison de la matière animale qui y adhère. Ces cristaux rougissent les couleurs bleues végétales; une addition de potasse en dégage de l'ammoniaque; leur dissolution dans l'acide nitrique ne tache pas en rouge, comme c'est le cas avec l'acide urique, et leur dissolution aqueuse ne décompose pas les sels terreux, ainsi que cet effet a lieu avec les lithates alcalins; cet acide n'exerce non plus aucune action sur les sels de cuivre, de fer, d'or, de platine, d'étain ou de mercure. Avec les nitrates d'argent et de mercure, et l'acétate de plomb, il forme un précipité blanc, soluble dans un excès d'acide nitrique. L'acide muriatique ne précipite pas la dissolution des cristaux dans l'eau. Ces propriétés de l'acide sublimé font voir qu'il diffère de l'acide urique et de tout autre acide connu. Le docteur Austin trouva, qu'au moyen de distillations répétées, l'acide lithique se résolvait en ammoniaque, en azote et en acide prussique. (*Voyez* ACIDE PYROLITIQUE.)

Lorsqu'on introduit de l'acide lithique dans un flacon avec du chlore, il se forme, en peu de temps, du muriate d'ammoniaque, de l'oxalate d'ammoniaque, de l'acide carbonique, de l'acide muriatique et de l'acide malique. On obtient les mêmes résultats en faisant passer du chlore dans de l'eau tenant de cet acide en suspension.

M. Gay-Lussac ayant mêlé de l'acide lithique avec vingt fois son poids d'oxide de cuivre, introduisit ce mélange dans un tube de verre, en l'y recouvrant de limaille de cuivre; cette limaille avait été d'abord chauffée au rouge obscur, et toutes les parties du mélange furent portées successivement à la même température : le fluide élastique qui se dégagea, était composé de 0,69 acide carbonique, et 0,31 azote. M. Gay-Lussac pense que le volume de l'acide carbonique eût été exactement double de celui de l'azote, s'il ne se fût pas formé

un peu de carbonate d'ammoniaque. Il s'ensuit, que l'acide urique contient 2 atômes de carbone et 1 atôme d'azote. Ce rapport de 2 à 1 entre le carbone et l'azote, est le même dans le cyanogène : il y a probablement présence d'un atôme d'oxigène. Le docteur Prout décrit, dans le 8.e volume des Transactions médico-chirurgicales, une analyse de l'acide lithique, effectuée aussi au moyen de l'oxide de cuivre mis à l'état d'ignition, mais conduite de manière à pouvoir déterminer le produit en oxigène et hydrogène. Quatre parties d'acide lithique donnèrent : eau 1,05, acide carbonique 180 centimètres cubes, azote 90 centimètres cubes ; d'où il s'en suivrait que cet acide consiste dans, savoir :

Hydrogène.	2,857	ou 1 atôme	= 0,125
Carbone...	34,286	2	= 1,500
Oxigène...	22,857	1	= 1,000
Azote....	40,000	1	= 1,750
	100,000		4,375

M. Bérard a publié, depuis celle ci-dessus du docteur Prout, une analyse de l'acide lithique, pour laquelle il fit également emploi d'oxide de cuivre.

Cette analyse donna les résultats suivans, savoir :

Carbone. .	33,61	Ce qui se rapproche de. . .	1 carbone.
Oxigène. .	18,89		1 oxigène.
Hydrogène.	8,34		4 hydrogène.
Azote. . . .	39,16		1 azote.
	100,00		

On voit que, dans cette analyse, l'azote et le carbone sont à-peu-près en même quantité que dans celle du docteur Prout, mais elle présente beaucoup plus d'hydrogène et moins d'oxigène. L'urate de baryte donne l'équivalent pour l'acide urique = 15,67, et d'après l'urate de potasse, ce nombre équivalent parait être 14,0. Il n'est pas besoin de

chercher à concilier les différences entre ces équivalens. Le plus petit nombre exigerait, dans le système de Dalton, une association de plus de vingt atômes, ce qui serait plutôt un jeu de l'imagination qu'une conception raisonnable. Quel serait, en effet, l'avantage pour le progrès de la science en chimie, d'établir que si l'on considère l'atôme d'acide lithique comme = 16,75, alors cet acide consisterait probablement dans

7	atômes	carbone. . .	=	5,250	=	31,40
3	*id.*	oxigène. . .	=	3,000	=	17,90
12	*id.*	hydrogène. .	=	1,500	=	8,90
4	*id.*	azote	=	7,000	=	41,80
26				16,750		100,00

ACIDE MALIQUE. L'acide des pommes, le même que celui qu'on retire du fruit du frêne de montagne. (*Voyez* ACIDE SORBIQUE).

ACIDE MARGARIQUE. En mettant du savon fait avec de la graisse de porc et de la potasse dans une grande quantité d'eau, il s'en dissout une partie seulement, tandis qu'il s'en précipite une autre sous la forme de nombre de paillettes brillantes. Lorsque ces paillettes étant séparées, séchées et lavées à grande eau, puis resséchées sur un filtre, on les fait dissoudre dans de l'alcool bouillant, d'une pesanteur spécifique de 0,820, il se dépose dans cette liqueur alcoolique, à mesure qu'elle se refroidit, une substance nacrée pure. En la traitant avec de l'acide muriatique, il s'en sépare une substance d'une espèce particulière, que M. Chevreul, qui en a fait la découverte, appelle margarine ou acide margarique. Cette substance lavée avec de l'eau et dissoute ensuite dans de l'alcool bouillant, est reproduite par le refroidissement de la liqueur, sous la même forme cristalline nacrée.

L'acide margarique est d'un blanc nacré, insipide, et

n'ayant qu'une odeur faible se rapprochant de celle de la cire fondue. Sa pesanteur spécifique est inférieure à celle de l'eau; il se fond à la température de 57 degrés centigrades en un liquide incolore très-limpide, qui cristallise, par refroidissement, en aiguilles brillantes du plus beau blanc. Il est insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,800. L'acide margarique n'a aucune action à froid sur la couleur du tournesol; mais, chauffé de manière à se ramollir sans entrer en fusion, il la change en rouge. Il se combine avec les bases salifiables, et ces combinaisons forment des composés neutres. 100 parties de cet acide s'unissent à une quantité de base contenant trois parties d'oxigène, dans la supposition que, dans 100 parties de potasse, il en existe 17 de ce principe. Il se forme deux ordres de margarates, des margarates et des sur-margarates. En versant sur les premiers de ces sels une grande quantité d'eau, ils sont convertis en sur-margarates. Des graisses, autres que celle du porc, fournissent de l'acide margarique.

	Acide.	Base.
Le margarate de potasse consiste en	100	17,77
Le sur-margarate :	100	8,86
Le margarate de soude	100	12,72
de baryte	100	28,93
de strontiane	100	20,23
de chaux	100	11,06

		Potasse.
Le sur-margarate de graisse humaine consiste en	100	8,85
de graisse de mouton . .	100	8,68
de graisse de bœuf. . .	100	8,78
de graisse de jaguar . .	100	8,60
de graisse d'oie	100	8,77

En comparant les nombres ci-dessus, on trouve que 35 doit être le nombre équivalent pour l'acide margarique.

L'acide margarique provenant de graisse humaine, s'obtient sous trois formes différentes: 1.° en longues aiguilles très-fines disposées en étoiles applaties; 2.° en aiguilles très-courtes et très-fines, formant des figures ondées; 3.° en très-gros cristaux brillans, disposés en étoiles, semblables à ceux d'acide margarique provenant de la graisse de porc. L'acide margarique de graisse d'homme, et cet acide, produit par la graisse de porc, se ressemblent entre eux, et il en est ainsi des acides margariques, des graisses de bœuf et de mouton, de même que de ceux des graisses d'oie et du jaguar. Les composés de ces acides avec les bases, sont de véritables savons; leur dissolution dans l'alcool fournit le savon transparent d'Angleterre.

ACIDE MÉCONIQUE. Cet acide forme l'une des parties constituantes de l'opium. Sa découverte est due à M. Sertuerner, qui se le procurait en opérant ainsi qu'il suit : après avoir précipité, par de l'ammoniaque, la *morphine* d'une dissolution d'opium, il ajoutait à la liqueur une dissolution de muriate de baryte; il se produisait ainsi un précipité qu'il supposait être un composé quadruple, consistant dans de la baryte, de la morphine, un extrait et l'acide méconique. En séparant l'extrait par l'alcool, et la baryte par l'acide sulfurique, il ne reste plus alors que l'acide méconique en combinaison avec la morphine, d'où on le dégage au moyen de dissolutions et évaporations successivement répétées. L'acide, lorsqu'il est sublimé, est sous la forme de longues aiguilles incolores. Il a pour l'oxide de fer une affinité assez forte pour l'enlever à sa dissolution dans l'acide muriatique, et il produit avec cet oxide un précipité rouge cerise. Il forme, avec la chaux, un sel cristallisable, qui n'est pas décomposé par l'acide sulfurique; et ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'il paraît n'exercer aucune action sur le corps humain, lorsqu'il est reçu dans l'estomac. Le sel essentiel d'opium, obtenu dans les premiers essais de M. Derosne

sur l'opium était probablement le méconate de morphine.

M. Robiquet a modifié d'une manière avantageuse le procédé d'extraction de l'acide méconique. Il traite l'opium avec de la magnésie pour séparer la morphine, tandis qu'il se forme un méconate de magnésie. On débarrasse ce méconate de la magnésie par une addition de muriate de baryte, et l'on sépare ensuite cette terre au moyen d'acide sulfurique étendu. On obtient, en opérant ainsi, une plus grande proportion d'acide méconique.

M. Robiquet n'admet pas que l'acide méconique précipite le fer du muriate de ce métal; mais, suivant M. Vogel, la propriété qu'a cet acide de rougir les dissolutions de fer est d'une énergie telle, qu'elle le rend un réactif pour ce métal, plus sensible même que le prussiate de potasse.

Pour obtenir l'acide méconique pur du méconate de baryte, M. Choulant triturait ce sel dans un mortier avec un poids égal au sien d'acide borique vitreux. Le mélange étant introduit dans un petit flacon de verre entouré de sable dans un creuset, à la manière ordinaire, il appliquait la chaleur, qu'il poussait par degrés jusqu'au rouge. L'acide *méconique* se sublimait à l'état de belles écailles ou lames blanches. Sa saveur, fortement acide, laisse dans la bouche une impression d'amertume. Cet acide se dissout aisément dans l'eau, l'alcool et l'éther. Il rougit la plupart des couleurs bleues végétales, et colore en un rouge cerise les dissolutions de fer; et ces dissolutions étant alors chauffées, le fer s'en précipite à l'état de protoxide.

Les *méconates* qu'examina M. Choulant, sont les suivans:

1. Méconate de potasse. Il cristallise en tables tétraèdres, se dissout dans deux fois son poids d'eau, et se compose de

Acide méconique	27	2,7
Potasse	60	6,0
Eau	13	
	100	

Ce méconate est détruit par la chaleur.

2. Méconate de soude. Il cristallise en prismes doux au toucher, se dissout dans cinq fois son poids d'eau, et semble être efflorescent. Ce méconate, que détruit la chaleur, consiste dans

Acide	32	3,2
Soude.	40	4,0
Eau	28	
	100	

3. Méconate d'ammoniaque. Il cristallise en aiguilles disposées en étoiles; et ces cristaux étant sublimés, perdent leur eau de cristallisation et se forment en écailles. Ils sont solubles dans une fois et demie leur poids d'eau, et consistent dans

Acide	40	2,03
Ammoniaque.	42	2,13
Eau	18	
	100	

4. Méconate de chaux. Il cristallise en prismes, se dissout dans huit fois son poids d'eau, et se compose de

Acide	34	2,882
Chaux	42	3,560
Eau	24	
	100	

Comme les composés de potasse et de chaux donnent à-peu-près le même rapport acide, on peut prendre leur terme moyen comme étant le véritable atôme = 2,8.

ACIDE MÉLASSIQUE. L'acide présent dans la mélasse a été considéré par quelques chimistes comme un acide particulier, et, suivant d'autres, c'est l'acide acétique.

ACIDE MELLITIQUE. Klaproth découvrit dans le mellite, ou pierre de miel, ce qu'il considéra comme étant un acide particulier de nature végétale, à l'état de combinaison avec l'alumine. Cet acide s'obtient aisément en faisant bouillir la pierre, réduite en poudre dans 70 fois son poids d'eau. L'acide sera dissous, et pourra être séparé de l'alumine par filtration. En évaporant ensuite la liqueur filtrée, l'acide cristallise. Cet acide a les caractères suivans :

Il cristallise en fines aiguilles qui se réunissent quelquefois en globules, ou en petits prismes. Leur saveur, d'une aigreur douceâtre d'abord, est suivie d'un peu d'amertume; mis sur une lame de métal chaude, ils sont aisément décomposés, et se dissipent en une fumée grise abondante qui n'affecte pas l'odorat; il reste une petite quantité de cendres qui n'affectent pas la teinture de tournesol. Cet acide neutralisé, savoir, par la potasse, cristallise en groupes de longs prismes; par la soude, en cubes ou en lames triangulaires quelquefois groupées et quelquefois simples, et par l'ammoniaque, en beaux prismes à 6 plans, qui perdent promptement leur transparence, en prenant une teinte de blanc d'argent. Si, dans la dissolution de l'acide mellitique dans de l'eau de chaux, on verse par gouttes une dissolution de strontiane ou de baryte calcinée, il se forme dans la liqueur un précipité blanc qui est redissous en y ajoutant de l'acide muriatique. Avec une dissolution d'acétate de baryte, l'acide mellitique produit également un précipité blanc que l'acide nitrique redissout. Avec la dissolution de muriate de baryte, il n'y a pas formation de précipité, ou même de nuage; mais, au bout de quelque temps de repos de la liqueur, il s'y dépose des cristaux transparens en aiguilles. L'acide mellitique n'occasionne aucun changement dans le nitrate d'argent. Cet acide donne lieu, dans une dissolution de nitrate de mercure chaude ou froide, à un précipité blanc abondant, que redissout immédiatement une addition d'acide nitrique. Avec le nitrate de fer, il se produit un précipité abondant, d'un

jaune sombre, que l'acide muriatique peut redissoudre. Dans une dissolution d'acétate de plomb, le précipité, qui est copieux, se redissout aussitôt qu'on y ajoute de l'acide nitrique. Avec l'acétate de cuivre, le précipité est d'un vert grisâtre, mais il ne se produit aucun changement dans une dissolution de muriate de cuivre. En ajoutant de l'acide nitrique à de l'eau de chaux, précipitée par l'acide mellitique, il y a immédiatement redissolution du précipité.

Klaproth ne put jamais parvenir à convertir l'acide mellitique en acide oxalique, au moyen de l'acide nitrique qui fait seulement passer sa couleur brunâtre à un jaune pâle.

Le mellite, ou mellate natif d'alumine, consiste, suivant Klaproth, dans 46 acide + 16 alumine + 38 eau = 100; d'où faisant l'atôme d'alumine 3,2, celui de l'acide mellitique paraît être 9,2.

ACIDE MÉNISPERMIQUE. En faisant macérer pendant vingt-quatre heures dans cinq fois leur poids d'eau, froide d'abord, et portée ensuite à l'ébullition, les semences du *menispermum cocculus*, on forme une infusion, d'où la dissolution d'acétate de plomb précipite un ménispermate de plomb. Ce précipité, après l'avoir bien lavé et égoutté, est délayé dans l'eau et décomposé au moyen d'un courant de gaz hydrogène sulfuré qu'on fait passer dans la liqueur. Lorsque le plomb a été ainsi séparé, on en chasse l'hydrogène sulfuré par l'application de la chaleur, et alors elle ne consiste plus que dans une dissolution d'acide ménispermique. Par des évaporations et dissolutions successivement répétées dans l'alcool, cet acide perd sa saveur amère et devient pur. Il ne précipite pas l'eau de chaux; avec le nitrate de baryte, il donne un précipité gris; avec le nitrate d'argent, un précipité jaune foncé; et avec le sulfate de magnésie, un précipité abondant.

ACIDE MOLYBDIQUE. Si, après avoir grillé pendant

quelque temps du sulfure de molybdène, et l'avoir fait alors dissoudre dans de l'ammoniaque liquide, on ajoute de l'acide nitrique à cette dissolution, l'acide molybdique s'y précipite en belles écailles blanches qui jaunissent, lorsqu'étant fondues elles se subliment. Cet acide rougit les couleurs bleues végétales, mais moins facilement et avec moins d'énergie que l'acide suivant.

M. Bucholz trouva que 100 parties du sulfure donnaient 90 parties d'acide molybdique. D'autres expériences lui firent connaître que dans l'oxidation du molybdène, 100 parties du métal se combinent avec 49 à 50 parties d'oxigène. M. Berzelius, après avoir essayé en vain d'analyser les molybdates de plomb et de baryte, trouva que le seul moyen d'obtenir un résultat exact, était celui de former un molybdate de plomb. Il faisait dissoudre dans l'eau 10 parties de nitrate neutre de plomb, et versait ensuite avec excès dans la liqueur de la dissolution de molybdate d'ammoniaque cristallisé. Le molybdate de plomb qui se formait ainsi, après avoir été lavé, séché et chauffé au rouge, pesait 11,068. Le sulfate d'ammoniaque n'indiquait aucune trace de plomb dans la liqueur; de sorte que les 11,068 de plomb dénotent 67,3 pour cent d'oxide de plomb. Ce molybdate est alors composé de.

Acide molybdique. . . .	39,194	9,0
Oxide de plomb.	60,806	14,0
	100,000	

Et, d'après M. Bucholz, ce nombre équivalent 9 consiste dans 3 oxigène + 6 métal, tandis que l'acide molybdeux sera 2 oxigène + 6 métal = 8.

La pesanteur spécifique de l'acide molybdique est 3,460. Chauffé dans un vaisseau ouvert, il se sublime en écailles jaunes brillantes. Il faut 960 parties d'eau bouillante pour dissoudre une partie de cet acide; la dissolution, d'un jaune pâle, rougit le papier de tournesol, mais elle n'a pas de saveur. Le soufre, le charbon et plusieurs métaux

décomposent l'acide molybdique. Le molybdate de potasse est un sel incolore. L'acide molybdique donne avec le nitrate de plomb un précipité blanc soluble dans l'acide nitrique. Avec les nitrates de mercure et d'argent, le précipité produit est blanc floconneux; le précipité avec le nitrate de cuivre est verdâtre, et ceux auxquels cet acide donne lieu dans les dissolutions de sulfate *neutre* de zinc, de muriate de bismuth, de muriate d'antimoine, de nitrate de nickel, de muriates d'or et de platine, sont blancs. L'acide molybdique fondu avec le borax, prend une couleur bleuâtre; et le papier trempé dans sa dissolution devient, par son exposition au soleil, d'une belle couleur bleue.

Les molybdates alcalins neutres précipitent toutes les dissolutions métalliques. L'or, le muriate de mercure, le zinc et le manganèse sont précipités sous la forme d'une poudre blanche; le fer et l'étain le sont en brun de leurs dissolutions dans l'acide muriatique, le cobalt en rose, le cuivre en bleu, et les dissolutions d'alun et de chaux vive, en blanc. Si l'on verse dans une dissolution étendue de muriate d'étain récemment préparée, une dissolution étendue de molybdate de potasse, il se produit un précipité sous la forme d'une belle poudre bleue.

L'acide sulfurique concentré dissout l'acide molybdique en très-grande proportion; la dissolution incolore, lorsqu'elle est chaude, prend, à mesure qu'elle refroidit, une belle couleur bleue qui, en-même-temps, devient plus foncée. Cette couleur disparaît par l'application de la chaleur, mais elle se reproduit par le refroidissement de la liqueur; une forte chaleur en sépare l'acide sulfurique. L'acide nitrique n'a aucune action sur l'acide molybdique; mais l'acide muriatique le dissout en très-grande quantité, et cette dissolution laisse, étant distillée, un résidu d'un bleu foncé. L'acide molybdique peut, à l'aide d'une forte chaleur, chasser une portion d'acide sulfurique du sulfate de potasse; et il dégage aussi, par distillation, l'acide du nitre et du sel commun.

Il agit un peu par voie humide, sur les limailles des métaux.

Il n'a point encore été fait emploi de l'acide molybdique dans les arts.

ACIDE MOLYBDEUX. Le deutoxide de molybdène est de couleur bleue, et jouit des propriétés acides. Si, après avoir trituré dans un mortier de porcelaine, avec un peu d'eau chaude, 2 parties d'acide molybdique et 1 partie du métal, jusqu'à ce que le mélange se colore en bleu, on fait digérer 10 parties de ce mélange dans l'eau bouillante, et qu'ensuite on évapore la liqueur à la chaleur d'environ 50 degrés centigrades, l'oxide bleu, ou l'acide molybdeux, se sépare. Cet acide rougit les couleurs bleues végétales, et forme des sels avec les bases. Lorsqu'on laisse l'air ou l'eau agir pendant quelque temps sur le molybdène, ce métal est converti en acide molybdeux. Cet acide consiste dans environ 100 du métal, sur 34 d'oxigène.

ACIDE MOROXILIQUE ou **MORIQUE.** M. Thomson remarqua sur le tronc d'un murier blanc, dans le jardin botanique de Palerme, une substance saline extraordinaire qui tapissait la surface de l'écorce de gouttelettes grenues d'un brun jaunâtre et noirâtre, et qui avait également pénétré la substance de l'arbre. Klaproth, qui fit l'analyse de cette espèce d'exsudation, reconnut que sa saveur se rapprochait de celle de l'acide succinique; mise sur des charbons ardens, elle exhalait une vapeur piquante apercevable à peine à la vue, et laissait un résidu léger, terreux. 600 parties de l'écorce chargée de cette substance ayant été lessivées avec de l'eau; on en obtint 320 parties d'un sel léger d'une couleur de bois pâle, et formé d'aiguilles courtes réunies en rayons. Ces cristaux n'étaient pas déliquescens, et quoiqu'ils ne se fussent formés que lorsque la dissolution eut été fortement concentrée par évaporation, ils ne sont cependant pas très-solubles, puisque 1000 parties d'eau n'en dissolvent que 35 parties à chaud, et 15 à froid.

Ce sel fut reconnu être une combinaison de chaux et d'un acide végétal particulier, avec de la matière extractive.

Pour en obtenir l'acide isolé, Klaproth décomposa le sel calcaire par l'acétate de plomb, et sépara le plomb au moyen de l'acide sulfurique. Il le décomposa directement aussi par l'acide sulfurique. La saveur du produit de la décomposition se rapprochait encore plus de celle de l'acide succinique. Il n'était pas déliquescent; il se dissolvait facilement dans l'eau et dans l'alcool, et ne précipitait pas les dissolutions métalliques, ainsi que cet effet avait lieu lorsque l'acide était dans son état de combinaison avec la chaux. En chauffant légèrement, dans une petite cornue de verre, 20 parties de ce produit, il passait d'abord en gouttes une liqueur acide, et ensuite un sel concret qui s'applatissait en adhérant contre le sommet et le col de la cornue sous la forme de cristaux prismatiques incolores et transparens, et il restait dans la cornue une masse charbonneuse. Après avoir alors lavé l'acide, on le faisait cristalliser par évaporation spontanée. Il paraît donc, que la sublimation par une douce chaleur, est le meilleur moyen de purifier le sel; mais il adhère trop fortement à la chaux pour qu'il en puisse être séparé directement par l'application de la chaleur, sans avoir été décomposé.

Klaproth n'ayant pas une quantité suffisante de ce sel pour en déterminer les caractères spécifiques, quoiqu'il le considérât comme un acide particulier se rapprochant beaucoup, par sa saveur et d'autres propriétés, de l'acide succinique, il donna provisoirement le nom de moroxilique à l'acide, et au sel qui le contient, celui de moroxilate de chaux.

ACIDE MUCIQUE. Cet acide a été généralement connu sous le nom de *saccholactique*, parce que c'est du sucre de lait qu'il fut obtenu pour la première fois. Mais comme il paraît qu'on le retire également de toutes les gommes, et que l'acide principal du sucre de lait est l'acide oxalique,

les chimistes, en général, le distinguent aujourd'hui par la dénomination d'acide *mucique*. Schéele, à qui est due la découverte de cet acide, ayant mis dans une cornue de verre sur un bain de sable un mélange de douze parties d'acide nitrique étendu et de quatre parties de sucre de lait réduit en poudre, ce mélange s'échauffa par degrés, et se mit à la longue dans un état d'effervescence violente, qui continua ainsi pendant très-long-temps après que la cornue eut été retirée du feu. Il convient donc, dans ce cas, de faire usage d'une grande cornue, qui ne soit pas trop parfaitement lutée au récipient. L'effervescence étant à-peu-près appaisée, la cornue fut replacée sur le bain de sable chaud, et la distillation de l'acide nitrique y fut poussée, jusqu'à ce que la masse eût acquis une couleur jaunâtre; et comme alors il n'y avait point encore apparence de cristaux dans la liqueur, on ajouta huit autres parties de l'acide, et l'on distilla de nouveau jusqu'à ce que la couleur jaune du liquide eût disparu. Ce liquide s'étant épaissi en refroidissant, il fut étendu de huit onces d'eau, et ensuite filtré. Cette liqueur filtrée tenait de l'acide oxalique en dissolution, et il resta sur le filtre environ une partie de poudre blanche, qui était l'acide dont il s'agit.

Si l'on chauffe à une douce chaleur un mélange d'une partie de gomme et de deux parties d'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il se dégage une petite quantité de deutoxide d'azote et d'acide carbonique, la masse dissoute déposera en se refroidissant l'acide mucique. Différentes gommes fournissent, suivant Fourcroy et M. Vauquelin, de 14 à 26 centièmes de cet acide.

L'acide mucique pulvérulent est soluble dans environ 60 parties d'eau chaude. Par le refroidissement de la liqueur, il s'en sépare environ le quart de ce qu'elle avait dissous, en petites écailles brillantes, qui blanchissent à l'air. Cet acide décompose le muriate de baryte ainsi que les nitrate et muriate de chaux. Il a très-peu d'action sur les métaux; mais il forme, avec leurs oxides, des sels qui sont à-peine solubles. Il précipite

les nitrates d'argent, de plomb et de mercure. Il produit, par sa combinaison avec la potasse, un sel soluble dans huit parties d'eau bouillante et qui cristallise par refroidissement. Avec la soude, le sel formé exige cinq parties d'eau pour se dissoudre, et il est également susceptible de cristalliser. Ces sels sont encore plus solubles, l'un et l'autre, lorsque l'acide est en excès. Le mucate d'ammoniaque est séparé de sa base par la chaleur. Les mucates de baryte, de chaux et de magnésie sont à-peu-près insolubles.

L'acide mucique, ou saccho-lactique, a été analysé en dernier lieu avec beaucoup de soin :

	Hydrogène.	Carbone.	Oxigène.	
Par M. Gay-Lussac.	3,62	+ 33,69	+ 62,69	= 100
Par M. Berzelius. . .	5,105	+ 33,430	+ 61,445	= 100

M. Berzelius a inféré de l'analyse du saccho-lactate de plomb, que le nombre équivalent pour l'acide mucique doit être 13,1.

ACIDE MURIATIQUE. On introduit 6 parties de sel marin pur et bien desséché dans une cornue de verre tubulée, au bec de laquelle est luté, dans une direction horizontale, un long tube de verre, qu'on refroidit artificiellement, qui contient une certaine quantité de muriate de chaux chauffé à l'ignition, et dont l'extrémité libre est recourbée. L'appareil étant ainsi disposé, on verse, par intervalles, sur le sel marin, au moyen d'un entonnoir à siphon adapté et luté à la tubulure de la cornue, 5 parties d'acide sulfurique concentré ; et en faisant alors aboutir l'extrémité recourbée du tube dans une cuve à mercure, il s'en élèvera un gaz, qui, en arrivant au contact de l'air, formera un nuage ou brouillard, présentant, étant vu à une lumière vive, les couleurs prismatiques. Ce gaz est l'acide muriatique. Recueilli dans des cloches de verre, sur du mercure sec, il est invisible, et jouit de toutes les propriétés mécaniques de l'air ; il a une odeur piquante et particulière : sa saveur est acide et corrosive. Sa pesanteur spécifique est

telle, suivant sir H. Davy, qu'un décimètre cube pèse 1,540 gram., tandis que, par estimation, ce poids devrait être, dit-il, de 1,517 gram. D'après ce dernier nombre, la pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air, devient 1,2590, et le premier la ferait de 1,2800. M. Gay-Lussac l'établit à 1,2780. Le second nombre de sir H. Davy donne 4,43, comme étant celui équivalent pour le chlore, nombre qui se rapproche du résultat le plus récent de M. Berzelius; tandis que le premier nombre de sir H. Davy fait cet équivalent = 4,48. (Voyez Chlore.) L'attraction du gaz acide muriatique pour l'eau étant très-forte, il est très-probable que 1,517 gram. représente plus exactement le poids d'un décimètre cube de ce gaz, en considérant celui du même volume d'air comme étant de 1,205 gram. Une bougie allumée, plongée dans ce gaz, s'éteint à l'instant. Il détruit la vie des animaux; mais l'irritation qu'il produit sur l'épiglotte lui permet à-peine de descendre et d'arriver jusqu'aux poumons. Ce gaz n'éprouve de changement par des altérations de température, que dans son volume; il conserve son état, qui n'en reçoit aucune influence. Lorsqu'on chauffe le gaz acide muriatique sur le mercure, en contact avec du potassium, de l'étain ou du zinc, la moitié de son volume disparaît, et ce qui reste est de l'hydrogène pur. En examinant le résidu solide, on le reconnaît être un chlorure métallique; il s'ensuit que le gaz acide muriatique consiste dans du chlore et de l'hydrogène, unis à volumes égaux. Cette manière de voir relativement à la nature de ce gaz, avait été, pour la première fois, énoncée par Schéele, quoiqu'en termes obscurs, qui tenaient du vague et de l'hypothèse imaginaire du phlogistique. Les chimistes français reconnurent et annoncèrent depuis, que le gaz acide muriatique était un composé d'un radical inconnu et d'eau, et que le chlore consistait dans ce radical et de l'oxigène. Mais sir H. Davy prouva, par des expériences décisives, que dans l'état actuel de nos connaissances, le chlore doit

être considéré comme une substance simple, et que le gaz acide muriatique est un composé de chlore et d'hydrogène.

Ce gaz acide s'unit rapidement, et en grande quantité, avec l'eau. La table qui suit de ses combinaisons avec ce liquide fut construite, d'après expériences, par M. E. Davy, dans le laboratoire de l'Institution royale de Londres, sous l'inspection de sir H. Davy. A la température d'environ 8 degrés centigrades, et sous la pression barométrique de 76 centimètres de mercure, 100 parties de dissolution du gaz acide muriatique dans l'eau, contiennent, d'après la pesanteur spécifique de ce gaz liquide, en parties du gaz acide muriatique, savoir :

Pesanteur spécifique.		Gaz acide muriatique.
1,21	contiennent	42,43 parties.
1,20	. . . . . .	40,80
1,19	. . . . . .	38,38
1,17	. . . . . .	34,34
1,16	. . . . . .	32,32
1,15	. . . . . .	30,30
1,14	. . . . . .	28,28
1,13	. . . . . .	26,26
1,12	. . . . . .	24,24
1,11	. . . . . .	22,30
1,10	. . . . . .	20,20
1,09	. . . . . .	18,18
1,08	. . . . . .	16,16
1,07	. . . . . .	14,14
1,06	. . . . . .	12,12
1,05	. . . . . .	10,10
1,04	. . . . . .	8,08
1,03	. . . . . .	6,06
1,02	. . . . . .	4,04
1,01	. . . . . .	2,02

A la température de + 4,44 degrés centigrades, l'eau absorbe 480 fois son volume du gaz, et forme une dissolution

aqueuse de gaz acide muriatique, dont la pesanteur spécifique est de 1,2109. (*Sir H. Davy Elements.*) Il a été inséré, *Annals of Philosophy*, pour octobre et novembre 1817, deux mémoires sur la constitution de l'acide muriatique liquide, avec tables, par M. le docteur Ure, qui coïncident de très-près avec les résultats précédens. Ces tables furent formées d'après un grand nombre d'expériences exécutées avec soin, et détaillées dans le numéro d'octobre. En mêlant de l'acide liquide fort avec de l'eau, M. le docteur Ure trouva qu'il se dégage de la chaleur, et que le volume éprouve un peu de condensation, ce qui est contraire à l'observation de Kirwan. D'où il suit, que l'acide muriatique ne présente plus une exception, ainsi que l'ont pensé des chimistes distingués, à la loi générale de condensation de volume, à laquelle les acides liquides obéissent dans leurs états de dissolutions progressivement étendues. Jusqu'à présent, en effet, beaucoup de chimistes ont cru pouvoir considérer la moitié de la somme, ou le terme moyen *arithmétique* de deux pesanteurs spécifiques, comme étant la véritable pesanteur spécifique moyenne *calculée ;* et en comparant le nombre ainsi obtenu avec celui dérivant de l'expérience, ils en ont inféré le changement de volume occasionné par la combinaison chimique. Les erreurs auxquelles cette manière fautive de calculer donne lieu, sont très-grandes, lorsque les deux corps diffèrent considérablement dans leurs pesanteurs spécifiques. M. le docteur Ure a présenté ces résultats erronés dans une troisième table relative à l'acide sulfurique, publiée dans le septième numéro du *Journal of Sciences and Arts*, et reproduite dans ce Dictionnaire, à l'article PESANTEURS SPÉCIFIQUES. Cependant, lorsque les deux pesanteurs spécifiques ne diffèrent pas de beaucoup, les erreurs deviennent moins marquantes. C'est un fait singulier, que le terme moyen *arithmétique*, qui est toujours plus *grand* que la pesanteur spécifique moyenne, rigoureusement *calculée*, donne, dans le cas de l'acide muriatique liquide, une erreur en excès, à très-peu-près égale à

l'accroissement effectif de densité. La coïncidence remarquable, ainsi accidentellement produite, entre des expériences exactes et un faux mode de calcul, est très-instructive, et devrait porter les chimistes à vérifier tout phénomène qui présente de l'anomalie, par des moyens de recherches indépendans. Si, par exemple, Kirwan eût introduit, dans un tube gradué avec soin, 50 mesures d'acide muriatique fort, et qu'il eût versé doucement dessus 50 mesures d'eau, il se serait assuré, après agitation du mélange, et l'avoir ramené, en le refroidissant, à sa température première, qu'il y avait décidément diminution de volume, ainsi que M. le docteur Ure l'a constaté par expérience.

Table de la quantité d'acide muriatique réel, etc., dans 100 de l'acide liquide; par le docteur Ure.

Pesanteur spécifique.	Acide sec.	Gaz acide.	Chlore.	Pesanteur spécifique.	Acide sec.	Gaz acide.	Chlore.	Pesanteur spécifique.	Acide sec.	Gaz acide.	Chlore.
1,1920	28,3	37,60	36,50	1,1272	18,68	24,82	24,09	1,0610	9,05	12,03	11,68
1,1900	28,02	37,22	36,13	1,1253	18,39	24,44	23,72	1,0590	8,77	11,65	11,31
1,1881	27,73	36,85	35,77	1,1233	18,11	24,06	23,36	1,0571	8,49	11,28	10,95
1,1863	27,45	36,47	35,40	1,1214	17,83	23,69	22,99	1,0552	8,21	10,90	10,58
1,1845	27,17	36,10	35,04	1,1194	17,55	23,31	22,63	1,0533	7,92	10,53	10,22
1,1827	26,88	35,72	34,67	1,1173	17,26	22,93	22,26	1,0514	7,64	10,15	9,85
1,1808	26,60	35,34	34,31	1,1155	16,98	22,56	21,90	1,0495	7,36	9,77	9,49
1,1790	26,32	34,97	33,94	1,1134	16,70	22,18	21,53	1,0477	7,07	9,40	9,12
1,1772	26,04	34,59	33,58	1,1115	16,41	21,81	21,17	1,0457	6,79	9,02	8,76
1,1753	25,75	34,22	33,21	1,1097	16,13	21,43	20,80	1,0438	6,51	8,65	8,39
1,1735	25,47	33,84	32,85	1,1077	15,85	21,05	20,44	1,0418	6,23	8,27	8,03
1,1715	25,19	33,46	32,48	1,1058	15,56	20,68	20,07	1,0399	5,94	7,89	7,66
1,1698	24,90	33,09	32,12	1,1037	15,28	20,30	19,71	1,0380	5,66	7,52	7,30
1,1679	24,62	32,71	31,75	1,1018	15,00	19,93	19,34	1,0361	5,38	7,14	6,93
1,1661	24,34	32,34	31,39	1,0999	14,72	19,55	18,98	1,0342	5,09	6,77	6,57
1,1642	24,05	31,96	31,02	1,0980	14,43	19,17	18,61	1,0324	4,81	6,39	6,20
1,1624	23,77	31,58	30,66	1,0960	14,15	18,80	18,25	1,0304	4,53	6,02	5,84
1,1605	23,49	31,21	30,29	1,0941	13,87	18,42	17,88	1,0285	4,24	5,64	5,47
1,1587	23,20	30,83	29,93	1,0922	13,58	18,04	17,52	1,0266	3,96	5,26	5,11
1,1568	22,92	30,46	29,56	1,0902	13,30	17,67	17,15	1,0247	3,68	4,89	4,74
1,1550	22,64	30,08	29,20	1,0883	13,02	17,29	16,79	1,0228	3,39	4,51	4,38
1,1531	22,36	29,70	28,83	1,0863	12,73	16,92	16,42	1,0209	3,11	4,14	4,01
1,1510	22,07	29,33	28,47	1,0844	12,45	16,54	16,06	1,0190	2,83	3,76	3,65
1,1491	21,79	28,95	28,10	1,0823	12,17	16,17	15,69	1,0171	2,55	3,38	3,28
1,1471	21,51	28,57	27,74	1,0805	11,88	15,79	15,33	1,0152	2,26	3,01	2,92
1,1452	21,22	28,20	27,37	1,0785	11,60	15,42	14,96	1,0133	1,98	2,63	2,55
1,1431	20,94	27,82	27,01	1,0765	11,32	15,04	14,60	1,0114	1,70	2,26	2,19
1,1410	20,66	27,45	26,64	1,0746	11,04	14,66	14,23	1,0095	1,41	1,88	1,82
1,1391	20,37	27,07	26,28	1,0727	10,75	14,29	13,87	1,0076	1,13	1,50	1,46
1,1371	20,09	26,69	25,91	1,0707	10,47	13,91	13,50	1,0056	0,85	1,13	1,09
1,1351	19,81	26,32	25,55	1,0688	10,19	13,54	13,14	1,0037	0,56	0,752	0,73
1,1332	19,53	25,94	25,18	1,0669	9,90	13,16	12,77	1,0019	0,28	0,376	0,365
1,1312	19,24	25,57	24,82	1,0649	9,62	12,78	12,41	1,000	0,00	0,000	0,600
1,1293	18,96	25,19	24,45	1,0629	9,34	12,41	12,04				

La densité fondamentale de l'acide dans la table ci-contre est celle de 1,1920 ; densité aussi forte qu'on puisse l'obtenir, ou à laquelle il soit nécessaire d'amener l'acide pour son emploi dans des recherches chimiques. Pour trouver la quantité d'acide réel dans cet acide de plus grande densité, il suffit de l'étendre avec une quantité connue d'eau, jusqu'à ce qu'elle devienne celle indiquée dans la table. Le mémoire inséré, *Annals of Philosophy*, pour le mois de novembre, contient la suite des logarithmes correspondans au rang de densités et de forces d'acide ; mais la règle simple suivante pourra servir pour tous les cas ordinaires. Multipliez la partie décimale du nombre qui désigne la densité par 147, le produit se rapprochera de très-près de la quantité pour cent d'acide sec ; ou bien multipliez par 197, s'il s'agit de connaître la quantité pour cent du gaz acide.

Exemple 1.er Veut-on connaître la proportion d'acide sec dans l'acide, dont la pesanteur spécifique est de 1,141, on aura, d'après cette règle, $0,141 \times 147 = 20,72$. Ce nombre est dans la table de 20,66.

Exemple 2. Si l'on cherche la quantité de gaz acide dans l'acide dont la pesanteur spécifique est de 1,096, en multipliant 0,096 par 197, on aura 18,9 ; et ce nombre, dans la table, est 18,8.

D'après la nouvelle doctrine de sir H. Davy, il n'existe point d'acide muriatique sec ; et, par conséquent, sous le point-de-vue théorique, la colonne de la table, qui contient l'acide dans cet état, aurait dû être supprimée ; mais dans la pratique, cette colonne est très-utile, car elle fait connaître, d'une manière directe, l'augmentation de poids que toute base alcaline ou terreuse acquiert en se combinant avec l'acide liquide. Si l'on unit 100 grammes d'acide liquide de la pesanteur spécifique de 1,1134 avec de la chaux vive, on voit que la base sera devenue, par l'évaporation à siccité, plus pesante de 16,7 grammes. La détermination de cet accroissement de poids, d'après les autres colonnes, exigerait

un peu de calcul. Il a été établi que l'eau, en absorbant 480 fois son volume du gaz acide, devient d'une pesanteur spécifique de 1,2109. Si l'on calcule, d'après cette donnée, l'augmentation de son volume, on la trouvera être de 1,42, ou de près d'une fois et demie le volume de l'eau. 481 parties n'occupant que 1,42 en volume, il y a condensation d'environ 340 parties dans une. Ce rapprochement des molécules résulte du dégagement du calorique latent; et, en conséquence, la chaleur produite dans la condensation du gaz est assez grande pour fondre la glace avec presque autant de rapidité que le fait la vapeur de l'eau bouillante. Il s'ensuit aussi, qu'en faisant passer le gaz, du bec d'une cornue dans un appareil de Woulfe, contenant de l'eau qu'on en veut imprégner, il est nécessaire d'entourer les flacons d'eau ou de glace, si l'on veut produire une très-grande condensation.

En unissant la base du gaz acide muriatique avec l'argent, et aussi avec le potassium, M. Berzelius a déterminé dernièrement le nombre équivalent pour l'acide muriatique à 3,4261; ce qui donne pour le chlore 4,4261, et le gaz muriatique 4,4261 + 0,125 (l'équivalent pour l'hydrogène) = 4,551; mais si l'on prend 1,278 comme étant la pesanteur spécifique de ce gaz acide, alors la pesanteur spécifique du chlore sera deux fois ce nombre, *moins* la pesanteur spécifique de l'hydrogène, ou $(1,278 \times 2) - 0,0694 = 2,4866$; et au moyen de ce que le chlore et l'hydrogène s'unissent volume à volume, alors le rapport entre l'atôme du chlore et celui de l'hydrogène sera $= \frac{2,4866}{0,0694} = 35,83$. Si l'on divise ce nombre par 8, on aura 4,48 pour représenter le nombre équivalent du chlore; et $4,48 + 0,125 = 4,605$, qui sera le nombre équivalent pour le gaz acide muriatique.

Mais si l'on considère la pesanteur spécifique du gaz acide muriatique sec comme étant de 1,2590, ainsi qu'elle le serait, suivant sir H. Davy, par le calcul, alors la pesanteur spécifique du chlore devient 2,4486, et son équivalent,

4,42; nombre qui concorde à-peu-près avec les dernières recherches de M. Berzelius.

L'acide muriatique a été nommé par M. Gay-Lussac, à raison de sa composition, acide hydrochlorique; dénomination contre laquelle sir H. Davy a élevé des objections bien fondées. Les anciens chimistes qui l'appelaient esprit de sel, le préparaient alors ainsi qu'il suit. On broyait avec de l'argile desséchée du sel marin ordinaire, préalablement décrépité; et, après avoir pétri le mélange avec de l'eau jusqu'à consistance légèrement ferme, on le divisait en boules de la grosseur d'un œuf de pigeon; ces boules étant bien séchées, on les introduisait dans une cornue, de manière à l'en remplir aux deux tiers de sa capacité. En distillant alors, l'acide muriatique passait, dès que la chaleur était portée à l'ignition; on employait, dans ce procédé, huit ou dix parties d'argile sur une partie du sel. La cornue devait être de terre, bien recouverte, et le fourneau de l'espèce appelée *à réverbère*.

On avait autrefois pensé que, dans cette opération, le sel est simplement divisé par l'argile, et que c'est par cette raison qu'il abandonne plus facilement son acide; mais il y a lieu de croire que l'effet est produit par la terre siliceuse, qui existe en grandes proportions dans toute argile naturelle, et retient l'alcali du sel en se combinant avec lui.

Sir H. Davy donna le premier une explication satisfaisante de cette décomposition. Le sel commun est un composé de sodium et de chlore. On peut concevoir que le sodium se combine avec l'oxigène de l'eau dans la terre, et avec la terre elle-même, pour former un composé vitreux, et que le chlore s'unit avec l'hydrogène de l'eau, donnant ainsi naissance à du gaz acide muriatique. Il est également facile, ajoute sir H. Davy, de rendre raison, au moyen de ces idées nouvelles, de la décomposition du sel marin par de la litharge humectée: décomposition dont la théorie a tellement embarrassé la plupart de nos habiles chimistes. On peut la considérer comme offrant un exemple d'affinité

composée; le chlore est attiré par le plomb, et le sodium se combine avec l'oxigène de la litharge et avec l'eau, pour former un hydrate de soude, qui attire par degrés l'acide carbonique de l'atmosphère. Dans la décomposition du sel commun par l'acide sulfurique concentré, on expliquait ordinairement le phénomène, en faisant observer que l'acide, par son affinité supérieure, et aidé de la chaleur, chassait le gaz pour s'unir à la soude; mais, comme il n'existe ni acide muriatique, ni soude dans le sel commun, on doit aujourd'hui modifier l'explication, en énonçant que l'eau de l'acide sulfurique concentré étant d'abord décomposée, son oxigène s'unit au sodium pour former de la soude, qui est saisie par l'acide sulfurique, tandis que le chlore, se combinant avec l'hydrogène de l'eau, s'exhale sous la forme de gaz acide muriatique.

Comme 100 parties du sel marin sec peuvent fournir 62 parties en poids d'acide muriatique, cette quantité doit produire, par une opération convenablement soignée, près de 221 parties d'acide liquide de la pesanteur spécifique de 1,142, prescrite par le Collége des Pharmaciens de Londres, et 200 parties d'acide de la pesanteur spécifique de 1,160, comme elle est indiquée dans les pharmacopées d'Edimbourg et de Dublin.

Cette ancienne méthode d'extraction du gaz acide muriatique du sel marin, est aujourd'hui abandonnée.

On opère, pour la fabrication *d'acide du commerce*, dans les manufactures anglaises, en se servant pour la distillation d'alambics de fer avec chapiteaux de terre. Le chimiste instruit préférera sans doute le verre. On ajoute à 5 parties du sel marin décrépité, 6 parties en poids d'acide sulfurique concentré, dans une cornue, munie à sa partie supérieure d'un tube ou col, au moyen duquel on verse l'acide sur le sel, et dont on a soin de fermer, immédiatement après, l'ouverture avec un bouchon de terre. L'acide sulfurique se combine aussitôt avec l'alcali, et chasse l'acide

muriatique sous la forme d'un air particulier qui est rapidement absorbé par l'eau. Comme cette combinaison et ce dégagement ont lieu sans l'application de la chaleur, et que le fluide aériforme se dégage avec une très-grande vivacité, il est nécessaire de disposer les vaisseaux et de les luter entre eux avant d'ajouter l'acide, et de ne mettre le feu dans le fourneau, sous l'appareil, que lorsque la violence du dégagement commence à s'appaiser; et alors il faut le pousser par degrés. Avant l'époque des perfectionnemens apportés depuis aux opérations de chimie, il s'échappait une grande partie de l'acide, faute d'eau avec laquelle il pût se combiner; mais par l'emploi de l'appareil de Woulfe (*voyez* LABORATOIRE), l'acide à l'état aériforme est forcé de passer à travers l'eau dans laquelle il se condense, et forme de l'acide muriatique en poids double de celui de l'eau, quoique le volume de ce liquide n'ait augmenté que de moitié. L'acide condensé dans le premier récipient, qui ne contient pas d'eau, est d'une couleur jaune, due aux impuretés du sel.

L'acide marin du commerce a une couleur de paille; mais cette couleur provient accidentellement d'impureté : car elle n'existe pas dans l'acide qui s'obtient par l'imprégnation de l'eau avec l'acide aériforme.

L'acide muriatique est l'un de cette classe de corps le plus anciennement connus; et quelques-uns de ses composés sont au nombre de ceux des sels avec lesquels nous sommes le plus familiarisés.

Les muriates, à l'état de dessiccation, sont actuellement des chlorûres consistant dans du chlore et le métal; mais puisque l'humidité les fait passer instantanément à l'état de muriates, on peut les décrire ici sous cette dénomination. Les sulfates et les nitrates, lorsqu'ils sont dépourvus d'eau, peuvent être de même considérés comme ne contenant ni acide ni alcali; ils pourraient être, par conséquent, établis dans quelque nouvel arrangement de classification, sous d'autres dénominations, ainsi que nous le verrons en traitant des sels.

Le muriate de baryte cristallise en tables avec bords en biseau, ou en pyramides octaèdres appliquées base à base. Il est soluble dans 5 parties d'eau, à la température de 16 degrés centigrades, et dans une proportion moindre de ce liquide bouillant; il se dissout aussi dans l'alcool. Il est inaltérable à l'air; et la chaleur ne le décompose qu'en partie. L'acide sulfurique sépare la base de ce muriate, que les carbonates et sulfates alcalins décomposent par affinité double. Le meilleur moyen de le préparer, consiste à faire dissoudre le carbonate de baryte dans l'acide muriatique étendu; et s'il contient du fer ou du plomb, ce qui arrive quelquefois, on peut en séparer ces métaux par l'addition d'une petite quantité d'ammoniaque liquide, ou bien en faisant bouillir la dissolution avec un peu de baryte, en ayant soin de la remuer. M. Goettling recommande, pour se procurer le muriate de baryte, l'emploi du sulfate de cette terre, en en mêlant 8 parties en poudre fine avec 2 parties de muriate de soude et 1 partie de charbon pulvérisé. On charge de ce mélange, en l'y foulant, un creuset de hesse, qu'on expose pendant une heure et demie à une chaleur rouge dans un fourneau à vent. La masse refroidie étant alors pulvérisée, on la fait bouillir pendant une ou deux minutes avec 16 parties d'eau. On ajoute à cette liqueur, après l'avoir filtrée, et peu-à-peu, de l'acide muriatique, jusqu'à dégagement de gaz hydrogène sulfuré; après avoir alors filtré et versé un peu d'eau chaude sur le résidu, on fait évaporer la liqueur jusqu'à pellicule; on la filtre de nouveau dans cet état, après quoi on la laisse cristalliser. Le muriate de soude, étant beaucoup plus soluble que le muriate de baryte, et ne se séparant point par le refroidissement de la liqueur, le muriate de baryte y cristallisera en un sel parfaitement blanc, laissant le muriate de soude dans l'eau mère, qu'on peut faire évaporer de nouveau jusqu'à ce qu'on n'en obtienne plus de muriate de baryte. Ce fut le docteur Crawford qui le premier fit usage de ce muriate

en médecine, principalement dans les affections scrofuleuses et le cancer, en commençant par des doses de quelques gouttes de la dissolution saturée administrée de deux jours l'un, et en augmentant par degrés ces doses, jusqu'à 40 à 50 gouttes, dans quelques cas. Fourcroy annonce que ce muriate a été reconnu en France, d'un emploi très-avantageux dans les scrofules. On l'a également recommandé comme vermifuge; et il a été administré avec apparence de beaucoup de succès, même à des enfans très-jeunes, dans des cas où les symptômes ordinaires qui annoncent la présence de vers se manifestaient, quoique rien n'eût prouvé qu'il en existait en effet. Le muriate de baryte est d'un grand usage comme réactif pour l'acide sulfurique.

Le muriate de potasse, autrefois connu sous les dénominations de *sel fébrifuge de Silvius*, de *sel digestif* et de *sel marin régénéré*, cristallise en cubes ou en parallélipipèdes rectangles. Ces cristaux décrépitent au feu sans perdre beaucoup de leur acide. Exposés à un air humide, ils acquièrent un peu d'humidité, qu'ils abandonnent en se ressèchant. Leur saveur est salée et amère. Ils sont solubles dans trois fois leur poids d'eau froide, et seulement dans un peu moins d'eau bouillante; de sorte qu'ils ne peuvent cristalliser que par évaporation spontanée. Fourcroy recommande de recouvrir avec une gaze le vaisseau qui contient leur dissolution, et d'y suspendre des cheveux afin d'obtenir des cristaux réguliers.

On prépare quelquefois le muriate de potasse, en décomposant le sel marin par de la potasse ordinaire, dans la vue d'en obtenir la soude; et l'on peut aussi le former par la combinaison de ses parties constituantes.

Ce muriate est décomposable par les acides sulfurique et nitrique. La baryte le décompose aussi, mais incomplètement. La silice et l'alumine le décomposent en partie par voie sèche. Ce sel ayant la propriété de décomposer les nitrates terreux, il peut être employé dans la fabrica-

tion du salpêtre pour décomposer le nitrate de chaux.

Le muriate de soude, ou *sel commun*, est d'un très-grand emploi dans les arts, comme il est un ingrédien nécessaire de nos alimens. Il cristallise en cubes, groupés quelquefois de différentes manières, et formant assez souvent des pyramides quadrangulaires creuses. Au feu, ce sel décrépite, se fond, et finit par se volatiliser. Dans son état de pureté, il n'est pas déliquescent. Il se dissout dans 2 parties un quart d'eau froide, et dans un peu moins de ce liquide chaud, de manière qu'il ne peut cristalliser que par évaporation. Suivant M. Chénevix, l'alcool le dissout aussi; particulièrement lorsqu'il est mêlé avec le chlorate.

Le muriate de soude se rencontre, en Angleterre et dans d'autres pays, en grandes masses, ou en roches, au-dessous de la surface de la terre. Dans sa forme solide, on l'appelle *sel gemme* ou *sel de roche*. Si, dans cet état, il est pur et transparent, on peut l'employer immédiatement tel qu'il se trouve; mais s'il contient quelques parties terreuses impures, il faut préalablement l'en dépouiller. Ce sel, qui se retire comme les métaux des entrailles de la terre, y existe dans quelques contrées en quantités si considérables, que le récit en paraît incroyable. On l'extrait ainsi des fameuses mines de sel près Bochnia et Wielicska en Pologne, depuis le milieu du treizième siècle, et par conséquent au-delà de cinq cents ans, en quantités si étonnantes, qu'il s'y en est trouvé quelquefois 20,000 tons (20,000,000 de kilogrammes), tout préparés pour être livrés au commerce. Cinq cents ouvriers sont continuellement employés dans ces mines, qu'on dit avoir plusieurs centaines de mètres de profondeur. Le sel, qui y est pur et transparent, n'a besoin d'autre préparation que d'être brisé en petits morceaux, ou broyé dans un moulin; mais ce qui est moins pur doit être rendu tel par le lavage et l'ébullition. Celui tout-à-fait impur et rempli de petites pierres, se vend sous le nom de sel de roche, pour les usages ordinaires. On peut s'en

servir aussi pour donner de la force aux sources salées, faibles et pauvres.

Quoique les mines de sel de Wieliczka près Cracovie en Pologne, aient été depuis long-temps un sujet d'étonnement pour le philosophe et le voyageur, il est cependant à remarquer que la quantité de sel de roche qui se retire des mines de Northwich est de beaucoup supérieure à celle que produisent les mines près de Cracovie. L'évêque de Klendaff assure qu'un seul puits dans lequel il descendit fournit 4,000 tons (4,000,000 de kilogrammes) de sel par an, quantité qui est environ les deux tiers de celle qui s'obtient dans les mines de Pologne. Ce sel de roche ne se sert jamais sur nos tables dans son état brut, ainsi qne cela a lieu pour le sel de roche de Pologne; et quoique ce sel pur transparent pût être employé avec nos alimens sans aucun danger, cependant l'usage en est prohibé sous peine d'une amende. On le purifie en le lavant, ou bien, il est envoyé à Liverpool et autres lieux pour donner de la force à des sources salées ou d'eau de mer.

Outre les mines de sel dont il vient d'être fait mention, où le sel marin se trouve à l'état concret, sous le nom de sel de roche, il existe à Cordouc, dans la province de Catalogne en Espagne, une montagne solide remarquable de sel de roche. Cette montagne a de 120 à 150 mètres de hauteur sur une lieue de circuit : sa profondeur au-dessous de la surface de la terre n'est pas connue. Le sel de roche qu'elle contient est sans le moindre mélange d'aucune autre matière quelconque.

Le sel commun abonde partout dans les eaux de l'Océan, quoique dans des proportions différentes. L'eau de la mer baltique contient, dit-on, la soixante-quatrième partie de son poids de sel. Cette proportion est des trente-deuxième dans l'eau de la mer qui est entre l'Angleterre et la Flandre. Dans celle qui baigne la côte d'Espagne, il en existe le seizième de son poids; et l'eau-mer entre les tropiques,

en contient, dit-on, vraisemblablement par erreur, d'un septième à un huitième de son poids.

L'eau de la mer contient, outre le sel commun, du muriate de magnésie en proportion considérable, et des sulfates de chaux, de soude et de potasse. Le muriate de magnésie est le principal ingrédient du liquide qui reste, après l'extraction du sel commun; et alors ce liquide s'appèle eau-mère. L'eau de mer, prise près de sa surface, contient aussi des débris putréfiés de substances animales, ce qui la rend nauséabonde, et donne lieu à la mauvaise odeur qui, dans un calme long-temps prolongé, s'exhale de la mer.

Tout l'art d'extraire le sel commun des eaux qui le contiennent, consiste à évaporer l'eau de la manière la plus convenable et la moins dispendieuse. En Angleterre, on évapore dans de grandes chaudières de fer peu profondes une saumure composée d'eau de mer avec addition de sel de roche, et les cristaux qui se forment dans cette liqueur par l'évaporation en sont retirés dans des mannes. En Russie, et probablement dans d'autres contrées du Nord, on fait geler l'eau de mer, après avoir enlevé la glace formée, qui est presque entièrement d'eau douce; la saumure beaucoup plus forte, qui reste, est évaporée en la faisant bouillir. Dans les parties méridionales de l'Europe, les fabricans de sel tirent avantageusement parti de l'évaporation spontanée. On choisit près de la mer un terrain plat, qu'on entoure de digues pour le préserver d'être inondé à élévation d'eau. L'espace en-dedans de l'enceinte est partagé par des murs peu élevés, en plusieurs compartimens, qui communiquent successivement entre eux. A marée montante, le premier de ces compartimens est rempli d'eau de mer, qui, y séjournant pendant un certain temps, dépose ses impuretés, et perd une partie de son fluide aqueux. Après avoir alors fait écouler cette eau dans le compartiment voisin, on remplit de nouveau le premier qui la contenait; du second compartiment, on fait passer l'eau, après un temps convenable, dans

un troisième, qui est recouvert d'argile bien battue et mise de niveau. A cette époque, l'évaporation est ordinairement amenée au point de donner lieu à la formation, sur la surface de l'eau, d'une croute de sel qui, étant brisée par les ouvriers, tombe aussitôt au fond. Ils continuent ainsi jusqu'à ce que le sel soit en quantité suffisante pour pouvoir être rassemblé avec des rateaux et mis en tas pour sécher. Ce sel est appelé *bay salt* (sel gris.)

Dans quelques parties de la France, et aussi sur les côtes de la Chine, on lave avec une petite proportion d'eau le sable de la mer desséché, et l'on évapore cette saumure dans des chaudières revêtues en plomb.

Il n'y a d'autre différence entre le sel de la mer et celui qu'on retire de différens lacs, que celle qui peut résulter du mélange accidentel de quelques substances. Sous ce rapport, l'eau salée du lac de Jeltonic, près Saratow et Dmitrewsk en Russie, mérite d'être particulièrement citée. Lorsqu'en 1748, les Russes se procurèrent pour la première fois du sel de ce lac, il était presque à l'état solide avec le sel, et à un tel degré, qu'ils conduisaient dessus leurs charriots pesans, comme sur une rivière gelée, et brisaient le sel pour l'enlever. Mais depuis 1757, l'eau a tellement augmenté, que ce lac n'offre plus aujourd'hui qu'une eau fortement imprégnée de sel. Ce sel contient en-même-temps de l'alun et du sulfate de magnésie.

Dans quelques contrées de l'Allemagne et dans plusieurs départemens de la France, on élève, à l'aide de pompes, les eaux de sources salées dans un large réservoir placé au haut d'un bâtiment ou angar, d'où l'eau s'écoule en gouttes, au moyen de très-petites ouvertures, sur des broussailles ou fagots de menues branches de bois. L'eau, ainsi exposée à l'air sur une grande surface, se concentre considérablement; et dans cet état, elle est conduite dans des chaudières, où s'opère en l'évaporant la parfaite séparation du sel. Le sel commun, débarrassé des mélanges qui le rendent déliques-

cent et moins propre aux usages pour lesquels on en fait emploi, peut être mis dans un vaisseau conique ayant une petite ouverture à son extrémité inférieure; en y versant alors une dissolution saturée et bouillante de muriate de soude, cette liqueur entrainera, après les avoir dissous, tous autres sels mêlés avec la soude, et ce lavage, répété trois ou quatre fois, laissera le muriate de soude parfaitement pur.

C'est de ce sel, ainsi qu'on l'a déjà dit, que se retire l'acide muriatique; le moyen de l'obtenir séparé de sa base par le procédé le plus économique, pour son emploi dans les arts, a été depuis peu un objet de recherches. Celui de Schéele a été adopté en Angleterre. Ce procédé consiste à mettre à l'état de pâte molle avec de l'eau, un mélange de muriate de soude et d'oxide rouge de plomb. On laisse reposer pendant quelque temps cette pâte, en l'humectant avec de l'eau, à mesure qu'elle tend à se dessécher, et alors on sépare par le lavage, la soude du muriate de plomb. M. Turner, qui avait un privilège pour l'exécution de ce procédé, parvint à convertir le muriate de plomb en un jaune minéral pour la peinture, en le faisant chauffer jusqu'à fusion. La proportion de l'oxide de plomb devait être de deux fois au-moins le poids du sel. Actuellement, on assure que la plus grande partie du carbonate de soude dans le commerce, provient de la décomposition du sulfate de soude, après que dans le mode ordinaire de fabrication de l'acide muriatique, cet acide a été séparé du sel commun. On a essayé en France, pour cet objet, divers procédés que le gouvernement a fait publier, qui tous consistent à décomposer l'acide du sulfate, au moyen du charbon, et à ajouter en-même-temps quelqu'autre matière, pour empêcher qu'il ne se forme un sulfure. Ce qu'on y considère comme convenant le mieux, est de mêler le sulfate de soude avec un poids égal de craie et au-delà de la moitié de son poids de poussière de charbon, et d'exposer ensuite le mélange dans un fourneau à réverbère, à une chaleur suffisante pour le mettre à

l'état de liquéfaction imparfaite. Une grande quantité du soufre formé sera chassée en vapeur et brûlée, le mélange étant fréquemment remué pour provoquer cet effet, ce qui continue ainsi jusqu'à ce que la masse, en refroidissant, se forme en un beau grain. Après l'avoir alors laissé exposé à une atmosphère humide, on peut en obtenir le carbonate de soude par lessivage, le soufre non consumé s'étant uni à la chaux. On peut, au-lieu de craie, employer des rognures de fer-blanc ou du vieux fer, dans la proportion de 62 parties sur 200 parties de sulfate de soude, et 62 parties de charbon; ou bien, on peut faire à-la-fois usage de craie et de fer en proportions différentes. Le muriate de soude pourrait être décomposé dans le premier cas par le sulfate de fer, au-lieu de l'acide sulfurique. Le carbonate de soude ainsi préparé, n'est cependant pas exempt de soufre, et pour l'en dépouiller entièrement, M. Dizé recommande d'ajouter à la lessive en ébullition, de la litharge, addition qui rendra l'alcali pur. On a aussi substitué avec un égal succès, dans cette manière d'opérer, l'oxide de manganèse, et l'on peut en faire usage à plusieurs reprises, en le calcinant seulement, après chaque fois qu'il y a du soufre chassé. M. Accum indique la méthode qui suit, comme ayant parfaitement bien réussi dans une manufacture de soude où il était employé. On met dans une chaudière de fer, avec une quantité suffisante d'eau douce, 500 pounds (environ 185 kilogrammes) de sulfate de soude provenant de celui qu'obtiennent en grande quantité les blanchisseurs en se procurant leur acide muriatique du sel marin. On charge une autre chaudière de 560 livres (environ 208 kilogrammes) de bonne potasse d'Amérique, ou quelques kilogrammes de plus si la potasse est de qualité ordinaire, avec trente seaux, ou aussi peu que possible d'eau. Lorsque le tout est en ébullition, on retire, au moyen de puisoirs, la liqueur des chaudières, en la versant dans une rigolle ou chêneau de bois, qui la conduit dans un réservoir en bois doublé de plomb sur environ un centimètre

d'épaisseur, et placé dans un lieu frais. On a disposé en travers, dans le réservoir, de petits bâtons, d'où pendent dans la liqueur, à environ dix centimètres de distance l'une de l'autre, des lames de feuilles de plomb de cinq à six centimètres de large. Lorsque le tout est refroidi, ce qui a lieu en hiver au bout de trois jours environ, on décante la liqueur; et après avoir enlevé de dessus les lames de plomb le sel cristallisé qui s'y était attaché, on enlève, au moyen d'un ciseau et d'un maillet, la roche de sel tenant au fond du réservoir. On lave alors le sel dans ce réservoir pour le dépouiller de ses impuretés, et il est ensuite reporté dans la chaudière, où, après l'avoir fait dissoudre dans de l'eau pure, on fait évaporer la dissolution, jusqu'à forte pellicule. En laissant alors refroidir la liqueur jusqu'à ce qu'on puisse y plonger la main, on la maintient à cette température tout aussi long-temps qu'il se forme sur toute sa surface des pellicules qui tombent au fond. Lorsqu'il n'y a plus apparence de pellicule à la surface, on retire le feu de dessous la chaudière, et la liqueur est reportée dans le réservoir pour cristalliser. Si l'on y laisse refroidir la liqueur à une température assez basse, il ne se trouvera que très-peu de sulfate de potasse mêlé avec la soude ; mais les masses en roche qu'on rencontre dans le commerce, en contiennent généralement une assez grande quantité. Dans ce procédé, tel qu'on vient de le décrire, le produit en sel mélangé était en général de 136 à 139 livres (environ 50 à 51 kilogrammes) par 100 livres (environ 37 kilogrammes) de sulfate de soude.

Indépendamment de l'usage qu'on fait du sel commun pour l'assaisonnement des alimens, pour la conservation de la viande de consommation domestique et pendant les voyages les plus longs, ainsi que pour en obtenir l'acide muriatique et la soude, on s'en sert encore pour vernisser la poterie grossière, en en mettant dans le four où l'on fait cuire cette poterie : avec ce sel, on rend le verre plus blanc et plus clair. Il durcit le savon ; dans la fonte des métaux,

il garantit leur surface de la calcination, en les préservant de l'action de l'air, et on l'emploie avec avantage dans quelques essais. On en fait usage comme mordant, pour rendre certaines couleurs plus parfaites, et l'on s'en sert plus ou moins dans beaucoup d'autres procédés des arts.

Le muriate de strontiane n'est pas connu depuis long-temps; c'est le docteur Hope qui le distingua le premier du muriate de baryte. Il cristallise en prismes hexaèdres très-déliés; sa saveur piquante et fraîche n'a rien de l'austérité de celle du muriate de baryte, ou de l'amertume de la saveur du muriate de chaux. Il est soluble dans les trois quarts de son poids d'eau à la température de 16 degrés centigrades, et presque en toute proportion dans ce liquide bouillant. Il se dissout également dans l'alcool, dont il colore la flamme en un rouge de sang.

Le muriate de strontiane n'a jamais été rencontré dans la nature; mais on peut le préparer de la même manière que le muriate de baryte.

Le muriate de chaux a été connu sous les noms de *sélénite marine*, *sel marin calcaire*, *muxie et sel ammoniac fixé*. Il cristallise en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides aigues; mais si la dissolution, fortement concentrée, a été exposée à une basse température, il se condense en paquets confus de cristaux aiguillés. La saveur de ce sel est âcre, amère et très-désagréable. Il se dissout dans la moitié de son poids d'eau froide; et par l'application de la chaleur, dans son eau de cristallisation, c'est un des plus déliquescens des sels connus; et dans son état de déliquium, on lui a donné le nom d'*huile de chaux*. Ce muriate existe dans la nature; mais il ne s'y rencontre pas en abondance, ni très-pur. On le forme dans les laboratoires de chimie, par la décomposition du muriate d'ammoniaque; et Homberg trouva, que si l'on chauffe ce muriate à un feu violent jusqu'à ce qu'il se condense, en refroidissant, en une masse vitreuse, il émet une lumière phosphorique lorsqu'on le frappe avec un

corps dur. On l'appela, dans cet état, *phosphore de Homberg.*

Il a été fait jusqu'à présent peu d'usage de ce muriate, si ce n'est pour des mélanges frigorifiques; et avec la neige, il produit un très-grand degré de froid. A-la-vérité, Fourcroy dit l'avoir trouvé d'un emploi très-avantageux dans des obstructions de vaisseaux lymphatiques, et des affections scrofuleuses.

Le muriate d'ammoniaque a été long-temps connu sous le nom de *sel ammoniac* ou *ammoniacal.* On le trouve natif dans le voisinage de volcans, où il est sublimé quelquefois presque pur, et dans différentes parties de l'Asie et de l'Afrique. Il en est transporté annuellement de grandes quantités en Russie et en Sibérie, venant de la Tartarie Bukarienne; et tout celui qui s'employait en Europe, y était autrefois importé d'Égypte; mais on le fabrique actuellement en Angleterre et sur le Continent. (*Voyez* AMMONIAQUE.)

Ce sel est ordinairement en gâteaux à surface convexe d'un côté, et concave de l'autre; ce qui est dû à ce qu'il a été sublimé dans de grands vaisseaux de forme sphérique; mais en le faisant dissoudre dans l'eau, on l'obtient, par évaporation, en cristaux tétraèdres réguliers. Il est à remarquer que ce sel jouit d'un certain degré de ductilité, de manière qu'il n'est pas facile à pulvériser. Il est soluble dans trois parties et demie d'eau, à la température de 16 degrés centigrades, et dans un peu plus de son poids d'eau bouillante. Sa saveur est fraîche, âcre et amère. Sa pesanteur spécifique est de 1,42; il attire l'humidité de l'air, mais très-légèrement.

Le muriate d'ammoniaque a été plus employé en médecine qu'il ne l'est à présent. Il est d'un emploi avantageux dans les gargarismes; et appliqué extérieurement, c'est un bon résolutif. On s'en sert dans la teinture, pour améliorer ou raviver différentes couleurs. On en fait usage dans l'étamage et la soudure, pour préserver la surface des métaux de l'oxidation. Dans l'essai des métaux, il fait découvrir la

présence du fer, et le sépare de quelques-unes de ses combinaisons.

Le muriate de magnésie est extrêmement déliquescent, soluble dans un poids d'eau égal au sien, et cristallisant difficilement. Il se dissout aussi dans cinq parties d'alcool. La chaleur le décompose en chassant son acide. Sa saveur est d'une amertume intense.

Le muriate de magnésie forme avec l'ammoniaque un sel triple, susceptible de cristalliser en petits polyèdres, qui se séparent promptement de l'eau, mais sans être très-régulièrement déterminés. La saveur de ce sel triple participe de celle de l'un et de l'autre des muriates d'ammoniaque et de magnésie. La meilleure manière de le préparer consiste à mêler une dissolution de 27 parties de muriate d'ammoniaque avec une dissolution de 73 parties de muriate de magnésie ; mais on peut le former au moyen d'une demi-décomposition de l'un ou de l'autre de ces muriates par la base de l'autre. La chaleur le décompose, et il exige six ou sept fois son poids d'eau pour se dissoudre dans ce liquide.

On ne connaît que peu de choses relativement au muriate de glucine. Il paraît susceptible de prendre la forme de très-petits cristaux, et d'être décomposé par la chaleur. Sa dissolution dans l'alcool, étendue d'eau, forme une liqueur sucrée agréable.

Le muriate d'alumine est à peine susceptible de cristalliser, comme se formant, par l'évaporation, en une gelée épaisse. Sa saveur est acide, stiptique et âcre. Il est extrêmement soluble dans l'eau, et déliquescent. Il se décompose au feu. On peut former directement ce muriate, en combinant l'acide muriatique avec de l'alumine; mais l'acide reste toujours en excès.

Le muriate de zircone cristallise en petites aiguilles très-solubles, qui attirent l'humidité, et perdent leur transparence à l'air. Sa saveur est austère avec un peu d'âcreté. Ce muriate est décomposé par la chaleur. L'acide gallique le précipite en blanc de sa dissolution, s'il ne contient pas de fer.

Le carbonate d'ammoniaque, ajouté en excès, redissout le précipité qu'il avait produit dans la dissolution du sel.

Le muriate d'yttria ne cristallise point par évaporation, mais il se forme en gelée. Il se dessèche difficilement, et tombe en déliquescence.

Fourcroy fait observer, qu'en traitant avec l'acide muriatique des pierres siliceuses préalablement fondues avec de la potasse, il se forme une dissolution limpide, qui, par évaporation lente, peut être amenée à l'état de gelée transparente; mais à la chaleur de l'eau bouillante, le muriate siliceux est décomposé, et la terre se dépose. La dissolution est toujours acide.

ACIDE MURIATIQUE OXIGÉNÉ. (*Voyez* CHLORE.)

ACIDE MURIATIQUE (OXIGÉNÉ). Cet acide supposé a été dernièrement décrit par M. Thénard. Il saturait de l'acide muriatique ordinaire, d'une force médiocre, avec du deutoxide de barium, réduite en pâte molle par l'eau et la trituration. Il précipitait ensuite la baryte de la liqueur, en y ajoutant la quantité nécessaire d'acide sulfurique; puis il reprenait cet acide muriatique oxigéné, et le traitait par le deutoxide de barium et l'acide sulfurique pour l'oxigéner de nouveau. Il parvint à le charger ainsi d'oxigène jusqu'à 15 fois. Il obtenait un acide, qui contenait 32 fois son volume d'oxigène, à la température de 20° centigrades, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, et seulement quatre volumes et demi de gaz acide muriatique; ce qui donne environ 28 atômes équivalens d'oxigène sur un d'acide muriatique. Car le rapport de l'oxigène à l'acide, en poids, est de 1 à 4,6; et le rapport en mesure sera comme ces deux nombres respectivement divisés par la pesanteur spécifique des gaz, ou comme $\frac{1}{1,111}$ à $\frac{4,6}{1,278}$; ce qui, par réduction, fait un volume d'oxigène, équivalant à quatre volumes à-peu-près d'acide muriatique. Or, dans le résultat ci-dessus, le volume

de l'oxigène, au-lieu d'être le quart du volume du gaz acide, était sept fois plus grand : d'où dérive le nombre 28. L'acide peut cependant encore recevoir une nouvelle portion d'oxigène. En mettant l'acide déjà oxigéné en contact avec du sulfate d'argent, il se forme un chlorure d'argent insoluble, qui se dépose, et la liqueur est de l'acide sulfurique oxigéné. Lorsque celui-ci est séparé par le filtre, on y ajoute de l'acide muriatique, mais en moindre quantité que n'en contient l'acide muriatique oxigéné dont on se sert d'abord. On verse alors dans ce mélange d'acide sulfurique oxigéné et d'acide muriatique, assez de baryte seulement pour précipiter l'acide sulfurique; à l'instant l'oxigène, abandonnant l'acide sulfurique pour s'unir à l'acide muriatique, fait passer celui-ci au plus haut degré d'oxigénation. Ainsi l'on voit qu'on peut transporter tout l'oxigène de l'un de ces deux acides à l'autre; et avec un peu de réflexion, il sera évident, que pour obtenir de l'acide sulfurique au plus haut degré d'oxigénation, il suffira simplement de verser de l'eau de baryte dans l'acide sulfurique oxigéné, de manière à précipiter seulement une partie de l'acide.

Toutes ces opérations peuvent, avec un peu d'habitude, se faire sans la moindre difficulté. En combinant les deux méthodes qui viennent d'être décrites, M. Thénard s'assura qu'il pouvait obtenir de l'acide muriatique oxigéné, contenant, en volumes, près de 16 fois autant d'oxigène que d'acide muriatique réel; ce qui représente environ 64 atômes équivalens d'oxigène sur un de l'acide. Cet acide muriatique oxigéné étant évaporé, ne laisse aucun résidu. C'est un liquide très-acide, incolore, presque sans odeur, et rougissant fortement le tournesol. En le faisant bouillir pendant quelque temps, son oxigène se dégage. Il dissout le zinc sans effervescence; son action sur l'oxide d'argent est remarquable. Le contact de ces deux corps donne lieu à une effervescence aussi vive que serait celle produite par un acide versé sur un carbonate. Il se forme de l'eau et un chlorure.

13*

et l'oxigène se dégage. L'oxide d'argent offre aussi le moyen de déterminer la quantité de l'oxigène présent dans l'acide oxigéné. On introduit du mercure dans un tube de verre gradué, en y laissant un petit espace déterminé, qui doit être rempli par l'acide oxigéné : on renverse le tube dans le mercure, et l'on y fait passer de l'oxide d'argent en suspension dans l'eau ; à l'instant l'oxigène se sépare.

On doit cependant considérer cette oxigénation apparente de l'acide comme n'étant simplement que la conversion d'une portion de son eau combinée en deutoxide d'hydrogène. On peut donner la même explication de l'oxigénation, par M. Thénard, des autres acides (*Voyez* EAU).

ACIDE CHLORIQUE. On place cet acide après l'acide muriatique ou hydrochlorique, parce que le chlore est aussi sa base. Ce fut M. Gay-Lussac qui obtint le premier cet acide à l'état isolé des sels qui le contiennent, et qui en présenta la description dans son admirable Mémoire sur l'iode, inséré dans le 91.e volume des Annales de Chimie. Lorsqu'on fait passer, pendant quelque temps, un courant de vapeur de chlore dans une dissolution de baryte dans de l'eau chaude, il se forme une substance que M. Chenevix, qui en fit le premier la découverte, appela hyperoxi-muriate de baryte, et il se produit aussi du muriate de baryte ordinaire. Ce dernier peut être alors séparé en faisant bouillir du phosphate d'argent dans la dissolution composée; et l'hyperoxi-muriate s'obtient par évaporation, en beaux prismes rhomboïdaux. Dans une dissolution étendue de ce sel, M. Gay-Lussac versa de l'acide sulfurique faible; et quoique n'ayant mis que quelques gouttes d'acide, qui étaient loin d'avoir saturé toute la baryte qui était dans la dissolution, le liquide devint sensiblement acide, et il ne se dégagea aucune bulle d'oxigène. En continuant à ajouter de l'acide sulfurique avec précaution, il parvint à otbenir un liquide acide entièrement exempt d'acide sulfurique et de baryte,

et ne précipitant point le nitrate d'argent. C'était l'acide chlorique en dissolution dans l'eau; ses caractères sont les suivans :

Cet acide n'a pas sensiblement d'odeur; sa dissolution dans l'eau est parfaitement incolore; sa saveur est très-acide, et il rougit fortement le tournesol sans détruire sa couleur. Il n'altère pas la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique; la lumière ne le décompose pas; il peut être concentré par une douce chaleur sans qu'il se décompose, et sans qu'il se volatilise; il en fut gardé pendant long-temps à l'air, et sa quantité ne parut pas avoir sensiblement diminué. Concentré, il prend une consistance un peu oléagineuse. Soumis à l'action de la chaleur, il est en partie décomposé en oxigène et en chlore; et l'autre partie se volatilise sans changer de nature. L'acide muriatique le décompose de la même manière, à la température ordinaire de l'atmosphère. L'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré, ont aussi la même propriété; mais l'acide nitrique ne lui fait éprouver aucun changement. M. Gay-Lussac ayant combiné cet acide avec l'ammoniaque, a obtenu un sel très-fulminant, qui avait été autrefois décrit par M. Chenevix. Il ne précipite aucune dissolution métallique; il dissout promptement le zinc, en dégageant de l'hydrogène; mais il agit lentement sur le mercure. L'acide chlorique ne peut être obtenu à l'état gazeux. Il est composé de 1 volume de chlore + 2,5 d'oxigène, ou en poids de 100 de chlore + 111,70 oxigène, si l'on considère la pesanteur spécifique du chlore comme étant de 2,4866; mais si cette pesanteur spécifique est de 2,420, ainsi que l'établit M. Gay-Lussac dans son Mémoire, la composition sera alors de 100 chlore + 114,7 oxigène. Ce dernier nombre, cependant, est trop grand, en conséquence de la détermination de la pesanteur spécifique de l'oxigène à 1,111, tandis que M. Gay-Lussac l'a fixé à 1,10359. A toute évaluation, l'acide chlorique est un composé de 5 atômes d'oxigène + 1 atôme de chlore

$= 5 + 4,43$, d'après M. Berzelius, ou $5 + 4,45$ suivant l'estimation par M. le docteur Ure, de l'atôme de chlore.

M. Vauquelin, en traitant par du phosphate d'argent la dissolution de baryte chargée de vapeur de chlore, dont il a été ci-devant fait mention, essaya d'accélérer son action, en le faisant préalablement dissoudre dans l'acide acétique; mais, en évaporant à siccité le chlorate de baryte ainsi obtenu, et en exposant 2 grammes de ce sel à une chaleur capable de le décomposer, il se fit une détonation terrible; le fourneau fut brisé; le creuset de platine, quoique fort épais, était fendu en plusieurs endroits sur une partie de sa longueur; son fond plat fut allongé en forme de cône, et son couvercle, lancé contre la moulure de la cheminée, en prit exactement la forme. Ce fut l'emploi de l'acide acétique qui donna lieu à cet accident; et par conséquent il ne faut jamais en faire usage dans cette circonstance.

A l'exposé qui vient d'être présenté des propriétés de l'acide chlorique, M. Vauquelin a ajouté celles qui suivent: Sa saveur est non-seulement acide, mais astringente, et son odeur un peu piquante lorsqu'il est concentré. Cet acide diffère du chlore en ce qu'il ne précipite pas la gélatine. Lorsqu'on laisse pendant quelque temps du papier de tournesol en contact avec lui, la couleur est détruite. Mêlé avec de l'acide muriatique, il y a formation d'eau; et les acides sont convertis l'un et l'autre en chlore. L'acide sulfureux est transformé en acide sulfurique, en s'emparant de l'oxigène de l'acide chlorique qui, par conséquent, devient chlore.

L'acide chlorique se combine avec les bases, et ces combinaisons donnent naissance à des chlorates: classe de sels autrefois connus sous la dénomination de muriates sur-oxigénés. On peut former ces sels, soit en saturant directement l'alcali ou terre avec l'acide chlorique, soit par l'ancien procédé, qui consistait à faire passer de la vapeur de chlore

dans les dissolutions des bases, au moyen de l'appareil de Woulfe. Dans ce cas, l'eau est décomposée; son oxigène s'unit à une portion du chlore, d'où résulte l'acide chlorique, tandis que son hydrogène, en se combinant à une autre portion du chlore, produit de l'acide hydrochlorique (muriatique); d'où il suit, qu'il doit se former en-même-temps des chlorates et hydrochlorates, ou muriates, qu'on sépare ensuite par cristallisation, ou par des procédés particuliers.

Le chlorate, ou hyperoxi-muriate de potasse, est connu depuis long-temps. On peut retirer de 100 parties de ce sel, chauffé au rouge, 38,88 parties d'oxigène, et alors le surplus du sel est converti en chlorure de potassium, ou muriate sec. Les 61,12 parties restantes du sel, consistent dans 32,19 de potassium et 28,93 de chlore; mais 32,19 de potassium exigent 6,50 d'oxigène pour former la potasse qui existait dans le chlorate original; d'où il suit, qu'en retranchant cette quantité d'oxigène de celle de 38,88, on a 32,38, représentant l'oxigène combiné avec le chlore, constituant, sur 100 parties, 61,31 d'acide chlorique et 38,69 de potasse. C'est à M. Chenevix qu'est due la première description exacte des chlorates ou hyperoxi-muriates.

On peut se procurer le chlorate ou hyperoxi-muriate de potasse en recevant du chlore, à mesure qu'on le forme, dans une dissolution de potasse. La dissolution étant saturée, on la fait évaporer doucement; et les premiers cristaux qui se manifesteront, seront le sel qu'on veut obtenir, cette cristallisation ayant lieu avant celle du muriate simple qui est en-même-temps produit. Les cristaux du chlorate de potasse sont des lames hexaèdres brillantes, ou des plaques rhomboïdales. Il est soluble dans 16 parties d'eau, à la température de 16 degrés centigrades, et dans deux parties et demie seulement de ce liquide bouillant. Il ne se dissout qu'en très-petite quantité dans l'alcool. Sa saveur est fraîche, et plutôt désagréable; sa pesanteur spécifique est de 2,0. C'est de ce sel que l'oxigène peut s'obtenir à l'état de plus

grande pureté en l'exposant à une chaleur médiocrement rouge. 100 grammes de ce sel fournissent environ 2 décimètres cubes de gaz oxigène. Il consiste dans 9,45 acide chlorique + 5,95 potasse = 15,4, ce qui est le nombre équivalent pour le chlorate de potasse. Ce sel n'est pas décomposé par son exposition aux rayons directs du soleil; soumis à la distillation dans une cornue lutée, il entre d'abord en fusion; et par l'augmentation de la chaleur, il donne du gaz oxigène. Il n'altère point les couleurs végétales, mais l'addition d'un peu d'acide sulfurique développe cette propriété. On la donne de même aussi à l'acide muriatique, en ajoutant quelques centigrammes du sel à 30 grammes de cet acide. Ce chlorate est décomposé par les acides sulfurique et nitrique. Si l'on en met quelques centigrammes dans de l'acide sulfurique concentré, il se produit une odeur malfaisante ressemblant à un mélange d'odeur de four à briques, et de celle de gaz nitreux; et si la quantité du sel ajouté à l'acide est assez grande, il s'ensuivra une explosion. Si le vaisseau est profond, il sera rempli d'une vapeur épaisse, pesante, d'un jaune verdâtre, mais ne produisant pas les symptômes de catarrhe, au-moins à un si haut degré que les fumées de chlore. Au-dessous de cette vapeur est un liquide de couleur orangé clair. Cette vapeur enflamme l'alcool, l'huile de térébenthine, le camphre, la résine, le suif, la gomme élastique, et quelques autres des substances inflammables qu'on y projette. Si l'on met de l'acide sulfurique sur le sel, il se produit une décrépitation violente, accompagnée quelquefois, quoique rarement, d'un éclat de lumière. M. Chenevix essaya de dégager l'acide chlorique du sel, en versant dessus de l'acide sulfurique dans une cornue; mais presque aussitôt que le feu fut allumé, il se fit une explosion dont un Français, assistant à cette expérience, fut grièvement blessé, et pensa en perdre la vue.

Les effets de l'action du chlorate de potasse sur les corps

inflammables sont très-énergiques. Si l'on réduit en poudre, par frottement dans un mortier, douze centigrammes de ce sel, et qu'après avoir ajouté 6 centigrammes de soufre, on mêle bien ensemble ces deux substances en les triturant doucement; si alors on rassemble la poudre en tas, et qu'on la presse subitement et fortement avec le pilon, elle détonera avec grand bruit. Cette détonation sera encore plus violente, si, après avoir enveloppé le mélange dans un fort papier, on frappe dessus avec un marteau. 32 centigr. du sel étant mêlés avec 16 centigr. de charbon, ce mélange s'enflammera en le triturant fortement, surtout si l'on ajoute 6 ou 12 centigrammes de soufre, mais sans produire beaucoup de bruit. Si après avoir mêlé du sucre avec la moitié de son poids du chlorate, on verse sur le mélange de l'acide sulfurique concentré, il y aura inflammation subite et impétueuse; mais cette expérience doit être faite avec précaution, ainsi que celle qui suit: A 6 centigrammes du sel en poudre, mis dans un mortier, ajoutez 3 centigrammes de phosphore, ce mélange détonera avec grand bruit par la plus légère trituration. Il faut, dans cette expérience, avoir soin de se garantir la main au moyen d'un gant, et bien prendre garde qu'il ne se porte du phosphore aux yeux. Si, après avoir mis dans un verre une partie de phosphore et deux parties de chlorate de potasse, on le remplit presque entièrement d'eau, et qu'au moyen d'un tube de verre recourbé, on introduise sur le phosphore et le sel, au fond de ce verre, trois ou quatre parties d'acide sulfurique, le phosphore s'enflammera sous l'eau. Cette expérience présente aussi beaucoup de danger pour les yeux. Si au-lieu du phosphore c'est de l'huile d'olive ou de l'huile de lin qu'on ajoute au chlorate de potasse, ce mélange sera également enflammé au moyen de l'acide sulfurique sur la surface de l'eau. On doit éviter de garder du chlorate de potasse mêlé avec du soufre, peut-être même avec toute substance inflammable quelconque; car il a été reconnu qu'il détone spontanément. L'effet

ordinaire de tout mélange de chlorate de potasse avec une substance inflammable, de quelque espèce que ce soit, étant de prendre feu lorsqu'on le projette dans des acides forts, M. Chenevix essaya de faire l'expérience avec un mélange, en proportions diverses, de ce sel et de poussière de diamant; mais elle n'eut aucun succès.

On peut préparer le chlorate de soude de la même manière que le chlorate de potasse, en substituant la soude à la potasse; mais il n'est pas aussi facile de l'obtenir isolé, parce que ce chlorate est presque aussi soluble que le muriate de soude, n'exigeant, pour se dissoudre, que trois parties d'eau froide. M. Vauquelin se procura le chlorate de soude, en saturant l'acide chlorique avec de la soude. Ce chlorate consiste dans 3,95 soude + 9,45 acide = 13,4, qui est son nombre équivalent. Il cristallise en lames carrées, d'une saveur salée, qui produisent une sensation de froid dans la bouche. Ce sel est légèrement déliquescent, et ressemble, par ses autres propriétés, au chlorate de potasse.

La baryte paraît tenir, après la soude, le premier rang dans l'ordre d'affinité des bases pour l'acide chlorique. Le meilleur moyen à employer pour obtenir le chlorate de baryte, consiste à délayer dans l'eau chaude une grande quantité de cette terre, et à faire passer, à travers la liqueur maintenue chaude, un courant de vapeur de chlore, de manière qu'il en puisse être absorbé par une portion nouvelle de baryte, à mesure que cette liqueur est saturée. Ce sel se dissout dans environ quatre parties d'eau froide, et dans une proportion moindre d'eau chaude. Il cristallise comme le muriate simple. On peut cependant obtenir ce sel par l'action d'affinité double; car, en faisant bouillir du phosphate d'argent dans la dissolution, ce phosphate décomposera le muriate simple; et le muriate d'argent, étant ainsi que le phosphate de baryte insoluble, ils se précipiteront l'un et l'autre, laissant le chlorate de baryte seul en dissolution. Le phosphate d'argent à employer dans ce procédé doit être

parfaitement pur, et au-moins ne pas contenir de cuivre.

Le chlorate de strontiane peut s'obtenir de la même manière que le chlorate de baryte. Il est déliquescent, se fond immédiatement dans la bouche, en y produisant du froid. Il est plus soluble dans l'alcool que le muriate simple, et il cristallise en aiguilles.

Le chlorate de chaux, préparé de la même manière, est extrêmement déliquescent. Étant légèrement chauffé, il se liquéfie ; il est très-soluble dans l'alcool, et produit, en s'y dissolvant, beaucoup de froid. Sa saveur est acerbe et amère.

Le chlorate d'ammoniaque se forme par affinité double ; le carbonate d'ammoniaque, en décomposant les chlorates terreux, donne son acide carbonique à leurs bases ; tandis que l'ammoniaque, se combinant avec leur acide, produit le chlorate d'ammoniaque, qu'on peut obtenir par évaporation. Ce chlorate est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool ; une chaleur médiocre le décompose.

Le chlorate de magnésie rassemble beaucoup à celui de chaux.

M. Chenevix obtint du chlorate d'alumine en traitant, dans un appareil de Woulfe, comme les autres terres, de l'alumine précipitée du muriate, et bien lavée, mais encore humide. L'alumine disparut en peu de temps; et en versant de l'acide sulfurique dans la liqueur, il se manifestait une forte odeur d'acide chlorique ; mais lorsqu'il essaya de se procurer le chlorate par au moyen du phosphate d'argent, le tout était décomposé, et il ne restait dans la dissolution que du chlorate d'argent. M. Chenevix ajoute cependant, que le chlorate alumineux paraît être très-déliquescent, et soluble dans l'alcool.

ACIDE PERCHLORIQUE. Si l'on introduit environ trois parties d'acide sulfurique sur une partie de chlorate de potasse dans une cornue, et que la première violence de l'action ayant cessé, on applique par degrés la chaleur, pour séparer le deutoxide de chlore, il restera une masse saline,

consistant dans du bisulfate de potasse et du perchlorate de potasse. On peut, au moyen d'une ou deux cristallisations, séparer ce dernier sel du premier. Il est, à l'état neutre, avec une saveur qui a de la ressemblance avec celle du muriate de potasse ordinaire. Ce perchlorate est très-peu soluble dans l'eau froide : car, à la température de 16 degrés centigrades, il ne s'en dissout que $\frac{1}{55}$; mais dans l'eau bouillante il est plus soluble. Ses cristaux sont des octaèdres allongés. Il détone faiblement, en le triturant avec du soufre dans un mortier; à la chaleur de 210 degrés centigrades, il se résout en oxigène et en muriate de potasse, dans les proportions de 46 de ce principe et 54 du muriate. L'acide sulfurique dégage, à la chaleur de 138° centigrades, l'acide perchlorique. C'est au comte Von-Stadion que la science est redevable de la connaissance de ces faits. Le perchlorate de potasse paraît consister dans 7 atômes d'oxigène, combinés avec 1 atôme de chlore; ou $7,0 + 4,45$. Ces intéressantes découvertes ont été dernièrement vérifiées par sir H. Davy. Les autres perchlorates ne sont pas connus.

Avant de terminer ce qui est relatif aux acides de chlore, nous ferons ici mention de la méthode ingénieuse qu'employait M. Wheeler, pour se procurer l'acide chlorique au moyen du chlorate de potasse. Après avoir mêlé une dissolution chaude de ce sel avec une dissolution d'acide fluosilicique, il maintenait le mélange modérément chaud pendant quelques minutes; et pour que la décomposition du chlorate s'opérât bien, il ajoutait un léger excès de l'acide. On peut s'assurer que la décomposition est complètement effectuée au moyen de l'ammoniaque liquide, et par la précipitation de la silice dans la liqueur, s'il y est resté de l'acide fluosilicique. Le mélange où cette décomposition a lieu ainsi, se trouble, et il s'y précipite en abondance, sous la forme d'une masse gélatineuse, du fluosilicate de potasse. La liqueur surnageante ne doit plus contenir alors que de l'acide chlorique, qui peut être accompagné d'une petite quantité d'acide fluosilicique. On

peut séparer ce dernier acide, en ajoutant avec précaution un peu de dissolution de chlorate; ou, après avoir filtré la liqueur, elle peut être neutralisée en totalité par du carbonate de baryte; et le chlorate de cette terre, obtenu en cristaux, peut être employé à se procurer l'acide, ainsi que l'a indiqué M. Gay-Lussac.

ACIDE NITRIQUE. Les deux parties constituantes principales de notre atmosphère, lorsqu'elles s'y trouvent dans de certaines proportions, peuvent, à l'aide de circonstances particulières, se combiner chimiquement, et former ainsi l'un des acides les plus puissans, l'acide nitrique. Si après avoir introduit, dans un tube de verre d'environ deux millimètres de diamètre, un mélange de ces deux gaz, en proportion convenable, sur le mercure, on les fait traverser pendant quelques heures par une suite d'étincelles électriques, ils formeront de l'acide nitrique; ou, s'ils sont accompagnés d'une dissolution de potasse, on obtiendra du nitrate de potasse. On peut, de plus, prouver par l'analyse la constitution de l'acide nitrique, en faisant passer cet acide à travers un tube de porcelaine rouge de feu; car alors il sera décomposé en oxigène et en azote. Cependant, pour tous les objets d'emploi, l'acide nitrique s'obtient du nitrate de potasse, d'où on le sépare au moyen de l'acide sulfurique

On verse sur trois parties de nitrate de potasse pur, grossièrement pulvérisé, deux parties d'acide sulfurique concentré. Il faut ajouter l'acide avec précaution, en ayant soin d'éviter les vapeurs qui s'élèvent. La cornue étant alors réunie, au moyen d'une allonge, à un récipient tubulé d'une grande capacité, on lute les jointures avec du mastic de vitrier. On adapte à la tubulure du récipient un tube de verre, qui va plonger dans un autre grand récipient, contenant une petite quantité d'eau; et si l'on veut recueillir les produits gazeux, on fait sortir de ce récipient un tube recourbé qui communique avec un appareil pneumatique. Tout étant

disposé, on chauffe la cornue au bain de sable. Le produit qui passe d'abord dans le récipient est généralement rouge et fumant; mais il perd par degrés ces apparences, devient pâle et même incolore, si le sel et l'acide employés sont purs. A cette époque de l'opération, le produit redevient, jusqu'à sa fin, de plus en plus rouge et fumant, et le mélange du tout dans le récipient, est de couleur jaune ou orangé.

On le vide alors; et après l'avoir remis en place, on y introduit, avec beaucoup de précaution, au moyen d'un petit entonnoir, et en filet délié, une partie d'eau bouillante, et l'on continue la distillation. On obtiendra ainsi une petite quantité d'acide faible, qui peut être mis à part. Celui retiré d'abord du récipient, aura une pesanteur spécifique de 1,500, si la chaleur a été convenablement réglée, et si l'on a eu soin de refroidir le récipient avec de l'eau froide ou de la glace. On peut se procurer, en opérant ainsi, une quantité d'acide de cette densité de 1,500, s'élevant aux deux tiers du poids du nitrate de potasse employé; mais ordinairement la chaleur est poussée à un trop haut degré, qui donne lieu à décomposition d'une plus ou moins grande portion de l'acide, dont la proportion d'eau, s'unissant à celui qui reste, en réduit la force. Il n'y a pas d'avantage à employer l'acide sulfurique en proportion moindre, lorsque c'est de l'acide nitrique concentré qu'on veut obtenir; mais lorsqu'il s'agit seulement de se procurer cet acide étendu, appelé dans le commerce *eau-forte*, alors une quantité moindre d'acide sulfurique pourra suffire, en ajoutant une portion d'eau. Cent parties de nitrate de potasse de bonne qualité, soixante parties d'acide sulfurique concentré, et vingt parties d'eau, forment des proportions économiques.

Dans la fabrication de l'acide nitrique en grand, pour les besoins des arts, on se sert de cornues très-épaisses de fonte de fer ou de terre, auxquelles on adapte un chapiteau de terre, et qui sont réunies avec une rangée de condensateurs convenables. La force de l'acide varie aussi, suivant

qu'on met plus ou moins d'eau dans les récipiens. L'acide nitrique, ainsi préparé, contient généralement de l'acide sulfurique et aussi de l'acide muriatique, selon que le nitrate de potasse employé est plus ou moins pur. Si c'est de l'acide sulfurique, une dissolution de baryte précipitera en blanc l'acide nitrique; si c'est de l'acide muriatique, le nitrate d'argent y produira un trouble laiteux. On peut séparer l'acide sulfurique par une seconde distillation avec du nitrate de potasse très-pur, en quantité égale au huitième du poids de celui primitivement employé, ou en précipitant avec du nitrate de baryte, et en distillant la liqueur décantée claire, après l'avoir filtrée. On peut débarrasser de la même manière l'acide nitrique de l'acide muriatique, au moyen du nitrate d'argent ou de la litharge, en décantant la liqueur claire pour la redistiller, en en laissant un huitième ou un dixième dans la cornue. L'acide, lorsqu'on fait usage du dernier procédé, doit être condensé autant que possible, et la redistillation conduite très-lentement; et si on l'arrête lorsque son produit est à moitié passé, on obtiendra, par le refroidissement du surplus, si c'est de la litharge qu'on a fait emploi, de beaux cristaux de muriate de plomb. M. Steinacher, qui annonce ce fait, ajoute aussi que les vaisseaux doivent être ajustés ensemble sans lut, tout lut quelconque étant susceptible de salir le produit.

Comme l'acide ainsi obtenu, et débarrassé des acides sulfurique et muriatique avec lesquels il peut se trouver mêlé, tient encore en dissolution plus ou moins de gaz nitreux, ce n'est pas dans le fait de l'acide nitrique pur, mais une espèce d'acide nitreux. Il est donc nécessaire de l'introduire dans une cornue, à laquelle on adapte un récipient, sans luter ensemble ces deux vaisseaux; on chauffe alors la cornue à une très-douce chaleur pendant plusieurs heures, en changeant le récipient dès qu'il est rempli de vapeurs rouges. Le gaz nitreux sera ainsi chassé, et il restera dans la cornue de l'acide nitrique aussi limpide et incolore que de l'eau. Cet

acide devra être conservé dans un flacon, garanti de la lumière; autrement il perdrait une partie de son oxigène. Ce qui reste dans la cornue est un bisulfate de potasse, dont on peut séparer l'acide surabondant à l'aide d'une chaleur assez forte, et le résidu dissous et cristallisé sera du sulfate de potasse.

L'acide nitrique à l'état liquide étant toujours mêlé avec de l'eau, il a été fait différens essais pour en reconnaître la force ou déterminer la quantité d'acide réel qu'il contient. M. Kirwan considérait le nitrate de soude comme contenant l'acide pur privé d'eau; et dans cette supposition, il eu estimait la force d'après la quantité de cet acide nécessaire pour saturer une portion connue de soude. Plus récemment, sir H. Davy, prenant, comme moyen de détermination, l'acide à l'état de gaz, reconnut combien il entrait de ce gaz dans l'acide liquide d'une pesanteur spécifique donnée.

M. Kirwan évalua à 68 la quantité d'acide réel contenue dans 100 de l'acide liquide de la pesanteur spécifique de 1,500; la détermination de sir H. Davy fut de 91. Le docteur Wollaston l'établit, d'après les expériences de M. R. Philips, à 75; et M. Dalton, à 68, en rectifiant ses résultats sur la table de Kirwan. Dans cet état de discordance, le docteur Ure entreprit une suite d'expériences, ayant pour objet de déterminer la constitution de l'acide nitrique liquide, et il en publia l'exposé, accompagné de tables nouvelles, dans les quatrième et sixième volumes du Journal *of Sciences and the Arts*.

Il se procura, en distillant lentement avec de l'acide sulfurique très-concentré, des prismes réguliers de nitre, de l'acide nitrique, qu'à l'aide des nitrates d'argent et de baryte, comme réactifs, il reconnut être parfaitement pur. Il n'employa pour ses expériences, que la portion de cet acide passée la première à la distillation; elle était à-peu-près incolore, et d'une pesanteur spécifique de 1,500. Il fit usage aussi, pour expériences de vérification, d'un acide nitrique

distillé deux fois, et incolore, préparé à Londres, en estimant la quantité d'acide sec dans l'acide liquide d'une densité connue. En mêlant alors l'acide ci-dessus de 1,500, dans nombre de fioles avec de l'eau pure dans les différentes proportions de 95 + 5, 90 + 10, 80 + 20, etc., M. le docteur Ure obtenait, après agitation convenable, et un intervalle de vingt-quatre heures, des liquides, dont les pesanteurs spécifiques, à 60 degrés Fahrenheit (15,5 degrés centigrades), furent déterminées, au moyen d'une balance exacte, avec un globe de verre à col étroit, d'une capacité connue. En considérant la suite des nombres ainsi obtenus, le docteur Ure découvrit la loi géométrique qui la régit. La pesanteur spécifique d'acide étendu contenant dix parties sur cent de l'acide de la densité de 1,500, est 1,054. En prenant ce nombre pour la racine, ses puissances successives donneront la suite des densités successives, comme sont entre eux les termes 20, 30, 40, etc., pour cent. Ainsi, $1,054^2 = 1,111$ est la pesanteur spécifique, correspondant à 20 de l'acide liquide fort, + 80 eau; $1,054^3 = 1,171$ est la pesanteur spécifique de l'acide liquide à trente pour cent d'acide fort : $1,054^4$ donnera 1,234 pour la pesanteur spécifique à quarante pour cent de l'acide fort. Les pesanteurs spécifiques sont donc une suite de nombres en progression géométrique, correspondans, suivant que l'acide est étendu, à une autre suite de nombres en progression arithmétique, ainsi qu'on a fait voir dans le septième numéro du *Journal of Sciences*, que cela avait lieu à l'égard de l'acide sulfurique; d'où il suit, qu'un terme étant donné, on peut trouver ceux de toute la suite. L'union de l'acide fort avec l'eau donne lieu à une condensation considérable de volume. Cette condensation est à son *maximum*, par le mélange de 58 de l'acide avec 42 d'eau. Au-dessus de ce terme, la ligne courbe qui trace la condensation a une courbure contraire; et par conséquent il doit être apporté une petite modification à la racine 1,054, afin d'obtenir avec la dernière exactitude, dans

la plus haute partie de l'échelle, les puissances numériques qui représentent les pesanteurs spécifiques. La modification cependant est très-simple. S'il s'agit d'obtenir le nombre pour cinquante sur cent, la racine est 1,053; et pour chaque dizaine jusqu'à 70, la racine doit être diminuée de 0,002. Ainsi, pour 60, elle sera devenue 1,051; et pour 70, 1,049. Au-delà de ce terme, on obtiendra une correspondance précise avec l'expérience, jusqu'à la pesanteur spécifique de 1,500, si par chaque dizaine successive on soustrait 0,0025 de la dernière racine diminuée, avant de l'élever à la puissance qui doit représenter la quantité pour cent d'acide liquide.

Il a été établi, par les expériences qui concordent entre elles, de sir H. Davy et de M. Gay-Lussac, que l'acide nitrique sec est un composé de deux volumes et demi d'oxigène, et d'un volume d'azote : les poids de ces volumes sont $2,5 \times 1,111 = 2,777$ pour la proportion de l'oxigène, et 0,9722 pour celle de l'azote; et dans cent parties, de $73\frac{1}{3}$ d'oxigène et $26\frac{2}{3}$ d'azote. Mais l'azote se combine avec différentes proportions moindres d'oxigène, qui sont des multiples de son nombre équivalent 1,0; et le présent composé est exactement représenté, en faisant 1 atôme d'azote $= 1,75$, et 5 atômes d'oxigène $= 5$; d'où il suit, que l'atôme de l'acide est la somme de ces deux nombres, ou 6,75. Or, ce résultat, déduit des parties constituantes de l'acide nitrique, coïncide parfaitement avec celui qui dérive de la quantité de cet acide, qui sature des quantités définies des bases salifiables, la potasse, la soude, la chaux, etc. Il ne peut donc pas être douteux que le nombre équivalent de l'acide est 6,75, et que cet acide consiste dans 5 parties d'oxigène et 1,75 parties d'azote. On peut, avec ces données, concevoir pourquoi la plus grande condensation de volume a lieu, en étendant de l'acide liquide fort, lorsqu'il y a 58 de cet acide sur cent, et 42 d'eau. Puisque, d'après les expériences du docteur Ure, 100 parties d'acide de 1,500 de

pesanteur spécifique contiennent 79,7 parties d'acide sec, l'acide étendu dans la proportion ci-dessus contiendra 46 d'acide sec et 54 d'eau; ou, en réduisant les nombres aux proportions atomiques, on aura le rapport de 6,75 à 7,875, comme étant celui d'un atôme d'acide réel à 7 atômes d'eau. Mais on a vu que l'atôme d'acide réel est formé de 1 azote, uni par affinité chimique avec 5 d'oxigène. Si l'on imagine actuellement une figure dans laquelle l'atôme central d'azote est entouré par 5 atômes d'oxigène, et qu'à la surface supérieure et inférieure de l'azote soit attaché un atôme d'eau, et un également à chacun des 5 atômes d'oxigène, on aura ainsi 7 atômes distribués de la manière la plus compacte et la plus symétrique. On peut concevoir, d'après cette *hypothèse*, comment les élémens d'acide et d'eau peuvent être placés, et en proportion, de manière à donner la plus grande efficacité à leurs attractions réciproques, d'où résultera le *maximum* de condensation. L'acide sulfurique dans son état d'union avec l'eau, offrira une analogie frappante à cet égard.

Si, sur 58 parties en poids d'acide nitrique de la pesanteur spécifique de 1,500, on verse avec précaution 42 parties d'eau dans une mesure graduée, occupant au total 100 divisions, et qu'alors on effectue le mélange intime de l'acide et de l'eau, la température s'élèvera de 15°,5 à 60° centigrades; et après le refroidissement de la liqueur à la même température de 15°,5, on trouvera que le volume n'est que de 92,65 : aucune autre proportion d'eau et de l'acide ne produit le dégagement d'autant de chaleur. Lorsque 90 parties de l'acide fort se sont unies à 10 parties d'eau, le volume de 100 est devenu 97; et lorsque 10 parties du même acide se sont combinées avec 90 parties d'eau, le volume résultant est 98. Il est à remarquer que les proportions de 80 d'acide + 20 d'eau, et de 30 d'acide + 70 d'eau, donnent un acide étendu, dont le degré de condensation est le même, c'est-à-dire, que les 100 mesures dans chacune de ces proportions d'acide et d'eau deviennent 94,8 mesures.

Table pour l'Acide nitrique ; par le Docteur Ure.

Pesanteur spécifique.	Acide liquide dans 100.	Acide sec dans 100.	Pesanteur spécifique.	Acide liquide dans 100.	Acide sec dans 100.	Pesanteur spécifique.	Acide liquide dans 100.	Acide sec dans 100.	Pesanteur spécifique.	Acide liquide dans 100.	Acide sec dans 100.
1,5000	100	79,700	1,4189	75	59,775	1,2947	50	39,850	1,1403	25	19,925
1,4980	99	78,903	1,4147	74	58,978	1,2887	49	39,053	1,1345	24	19,128
1,4960	98	78,106	1,4107	73	58,181	1,2826	48	38,256	1,1286	23	18,331
1,4940	97	77,309	1,4065	72	57,384	1,2765	47	37,459	1,1227	22	17,534
1,4910	96	76,512	1,4023	71	56,587	1,2705	46	36,662	1,1168	21	16,737
1,4880	95	75,715	1,3978	70	55,790	1,2644	45	35,865	1,1109	20	15,940
1,4850	94	74,918	1,3945	69	54,993	1,2583	44	35,068	1,1051	19	15,143
1,4820	93	74,121	1,3882	68	54,196	1,2523	43	34,271	1,0993	18	14,346
1,4790	92	73,324	1,3833	67	53,399	1,2462	42	33,474	1,0935	17	13,549
1,4760	91	72,527	1,3783	66	52,602	1,2402	41	32,677	1,0878	16	12,752
1,4730	90	71,730	1,3732	65	51,805	1,2341	40	31,880	1,0821	15	11,955
1,4700	89	70,933	1,3681	64	51,068	1,2277	39	31,083	1,0764	14	11,158
1,4670	88	70,136	1,3630	63	50,211	1,2212	38	30,286	1,0708	13	10,361
1,4640	87	69,339	1,3579	62	49,414	1,2148	37	29,489	1,0651	12	9,564
1,4600	86	68,542	1,3529	61	48,617	1,2084	36	28,692	1,0595	11	8,767
1,4570	85	67,745	1,3477	60	47,820	1,2019	35	27,895	1,0540	10	7,970
1,4530	84	66,948	1,3427	59	47,023	1,1958	34	27,098	1,0485	9	7,173
1,4500	83	66,155	1,3376	58	46,226	1,1895	33	26,301	1,0430	8	6,376
1,4460	82	65,354	1,3323	57	45,429	1,1833	32	25,504	1,0375	7	5,579
1,4424	81	64,557	1,3270	56	44,632	1,1770	31	24,707	1,0320	6	4,782
1,4385	80	63,760	1,3216	55	43,835	1,1709	30	23,900	1,0267	5	3,985
1,4346	79	62,963	1,3163	54	43,038	1,1648	29	23,113	1,0212	4	3,188
1,4306	78	62,166	1,3110	53	42,241	1,1587	28	22,316	1,0159	3	2,391
1,4269	77	61,369	1,3056	52	41,444	1,1526	27	21,519	1,0106	2	1,594
1,4228	76	60,572	2,3001	51	40,647	1,1465	26	20,722	1,0053	1	0,797

La colonne qui porte le titre d'acide sec indique le poids que toute base salifiable acquerrait en s'unissant à 100 parties de l'acide liquide de la pesanteur spécifique correspondante; mais il peut être convenable de faire observer ici, que sir H. Davy, en étendant aux nitrates sa manière de voir relativement à la constitution des muriates secs, a énoncé l'opinion que les nitrates, lorsqu'ils sont secs, peuvent être considérés comme consistant, non pas dans un acide nitrique sec combiné avec l'oxide salifiable, mais bien dans l'union triple de l'oxigène et l'azote de l'acide nitrique, avec le métal lui-même. On trouvera une explication de ce raisonnement à l'article sel. Sir H. Davy considère l'acide nitrique à son plus haut degré de densité, comme étant un composé de 1 atôme hydrogène, 1 atôme azote et 6 atômes oxigène.

L'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,5545, fut le plus fort que M. Kirwan put se procurer à la température de 15°,5 centigrades; mais Rouelle assure avoir obtenu cet acide d'une densité de 1,583.

La pesanteur spécifique de l'acide nitrique devrait être de 1,5, ou un peu plus, et cet acide serait incolore.

Celui de M. Kirwan paraissait consister, après corrections convenables, dans un atôme d'acide réel, et un atôme d'eau; mais aucun emploi ordinaire d'acide nitrique en chimie n'en exige un de cette force. M. Dalton a donné la table qui suit des termes d'ébullition de l'acide nitrique de différentes pesanteurs spécifiques, savoir :

Pesanteurs spécifiques.	Termes d'ébullition.
1,50.	à 99° centigrades.
1,45.	115,5
1,42.	120,»
1,40.	119,»
1,35.	117,»
1,30.	113,»
1,20.	108,»
1,15	104

A la pesanteur spécifique de 1,42, l'acide distille sans avoir éprouvé d'altération. Par l'ébullition, les acides plus fort et plus faible que celui-ci deviennent, le premier plus faible, et l'autre plus fort. L'acide nitrique le plus fort, lorsqu'il est refroidi à — 50 degrés centigrades, se solidifie, au moyen d'une légère agitation, en une masse de consistance bitureuse.

L'acide nitrique est éminemment corrosif; ce qui lui fit anciennement donner le nom d'*eau-forte*. Sa saveur est acide et âcre. C'est un poison mortel, lorsqu'il est introduit à l'état de concentration dans l'estomac; mais lorsqu'il est étendu à grande eau, il peut être pris à l'intérieur sans inconvénient. Cet acide est souvent impur, comme conte-

nant, par négligence ou par fraude dans sa fabrication, des acides sulfurique et muriatique. On reconnaît, à l'aide du nitrate de plomb, la présence de l'un ou de l'autre de ces acides; ou bien on peut employer le nitrate de baryte pour déterminer la quantité d'acide sulfurique, et le nitrate d'argent pour reconnaître celle d'acide muriatique. La présence de ce dernier acide est due à l'emploi du nitre brut, qui contient ordinairement une certaine quantité de sel commun. Lorsqu'on fait passer de l'acide nitrique à travers un tube de porcelaine rouge de feu, il se résout en oxigène et en azote dans les proportions ci-devant établies. Il retient son oxigène avec peu de force; de manière qu'il est décomposé par tous les corps combustibles. En le mettant en contact avec de l'hydrogène à une haute température, il s'ensuit une détonation violente; ce qui rend indispensable de n'opérer ce contact qu'avec une grande précaution. Cet acide enflamme les huiles essentielles, telles que celles de térébenthine et de girofle, lorsqu'on le verse subitement sur ces huiles. Mais pour faire cette expérience avec sûreté, il faut verser l'acide au moyen d'un flacon fixé à l'extrémité d'un long bâton, autrement la figure et les yeux de celui qui opère seraient gravement endommagés. En projettant de l'acide nitrique sur du charbon parfaitement sec, réduit en poudre, il détermine la combustion avec émission de fumées abondantes. Si l'on fait bouillir cet acide avec du soufre, il est décomposé; et son oxigène, en s'unissant au soufre, forme de l'acide sulfurique. Les chimistes s'accordent en général sur l'action très-énergique que l'acide nitrique exerce sur tous les métaux; mais, suivant Baumé, cet acide ne dissoudra pas l'étain; et le docteur Woodhouse, de Pensylvanie, assure que l'acide nitrique, lorsqu'il est pur, et concentré à un haut degré, n'attaque pas du tout l'argent, le cuivre ou l'étain, quoique, par l'addition d'un peu d'eau, son action sur ces métaux soit très-puissante.

M. Proust s'est assuré que l'acide nitrique d'une pesanteur

spécifique de 1,48, n'a pas plus d'action sur de l'étain que sur du sable; tandis que cet acide un peu plus fort ou plus faible attaque avec violence le métal. Or, cet acide, de la densité de 1,485 dans la table du docteur Ure, consiste dans un atôme d'acide réel, uni à deux atômes d'eau, constituant, ainsi que cela paraîtrait être, une combinaison particulièrement énergique.

L'acide nitrique, susceptible de se charger des $\frac{418}{1000}$es de son poids de marbre, se congèle, suivant M. Cavendish, à — 19 degrés centigrades; lorsqu'il en peut dissoudre les $\frac{561}{1000}$es, il exige un froid de — 40 degrés pour son terme de congélation; et lorsqu'étant assez étendu, il n'en peut prendre que les $\frac{276}{1000}$es de son poids, il ne se congèle qu'à — 41. Le premier de ces acides a une pesanteur spécifique de près de 1,330, et consiste dans 1 atôme d'acide sec + 7 atômes d'eau; la densité du second est de 1,420, et il contient exactement 1 atôme d'acide sec + 4 atômes d'eau; tandis que le troisième acide, dont la pesanteur spécifique est de 1,215, est composé de 1 atôme d'acide + 14 atômes d'eau. On conçoit que l'acide liquide d'une pesanteur spécifique de 1,420, formé de 4 atômes d'eau + 1 atôme d'acide sec, jouit du plus grand pouvoir de résister à l'influence de la température sur son changement d'état. Il exige le *maximum* de chaleur, pour être porté à l'ébullition, en distillant, sans altération; et le *maximum* de froid, pour que sa congélation ait lieu.

Il a déjà été observé que l'acide nitrique, qui passe d'abord à la distillation, tient en dissolution une portion de gaz nitreux, qui y existe en proportion d'autant plus grande que la chaleur a été poussée plus loin vers la fin; et elle peut être de beaucoup augmentée, même par une petite portion de matière inflammable, s'il y en avait eu présence. La couleur de l'acide est affectée par la quantité de gaz nitreux qu'il retient ainsi; et sir H. Davy a présenté la table ci-après des proportions de ce gaz, qui correspondent aux différentes nuances de couleur de l'acide.

Couleur.	Acide réel.	Gaz nitreux.	Eau.
Jaune pâle.	90,50. . . .	1,2	8,50
Jaune vif.	88,94. . . .	2,96. . . .	8,10
Orangé foncé. . . .	86,84. . . .	5,56. . . .	7,60
Olive clair.	86,00. . . .	6,45. . . .	7,55
Olive foncé.	85,40. . . .	7,10. . . .	7,50
Vert vif.	84,80. . . .	7,76. . . .	7,44
Vert bleu.	84,60. . . .	8,"	7,40

Mais ces couleurs ne sont pas des indications exactes de l'état de l'acide; car une addition d'eau changera la nuance de couleur en une au-dessous dans la table, de manière qu'une portion considérable de ce liquide fera passer l'orangé foncé à un vert bleu.

L'acide nitrique est d'un très-grand usage dans les arts. On l'employe pour la gravure sur cuivre, comme dissolvant de l'étain pour former avec ce métal quelques-unes des plus belles teintures. On se sert de cet acide dans la métallurgie pour les essais, et dans divers procédés chimiques, à raison de la facilité avec laquelle il cède son oxigène et dissout les métaux. On l'administre en médecine comme tonique et comme pouvant être substitué aux préparations mercurielles dans le traitement de la siphilis et dans les affections du foie. On fait usage aussi de l'acide nitrique, sous la forme de vapeur, pour détruire la contagion. Pour les objets d'arts, on l'employe ordinairement sous le nom d'*eau forte* étendue, et dans un état que rend impur la présence des acides sulfurique et muriatique. On prépare généralement cet acide, en distillant un mélange de nitre brut avec un poids égal de sulfate de fer et la moitié de son poids de ce même sulfate calciné; ou bien en distillant dans un fourneau à réverbère, un mélange de nitre avec deux fois son poids d'argile sèche réduite en poudre. On trouve dans le commerce les deux espèces d'acide ainsi préparées, l'une, appelée *eau-forte double*, est de la moitié environ de la force de l'acide nitrique; l'autre, nommée simplement *eau forte*, est de la moitié de la force de l'eau-forte double.

En mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique, et une partie d'acide muriatique, on forme un composé, autrefois connu sous le nom d'*eau régale*, et aujourd'hui sous celui d'*acide nitromuriatique*, qui a la propriété de dissoudre l'or et le platine. Le mélange des deux acides donne lieu à dégagement de chaleur, production d'effervescence, et il acquiert une couleur orangé. On prépare également l'acide nitromuriatique, en ajoutant peu-à-peu, à 30 grammes de muriate d'ammoniaque réduit en poudre, 120 grammes d'eau-forte double; le mélange est chauffé au bain de sable, et maintenu ainsi jusqu'à ce que le sel soit dissous, en ayant soin de se garantir des vapeurs, le vaisseau devant être laissé ouvert; ou bien on peut encore se procurer l'acide nitromuriatique, en distillant de l'acide nitrique avec un poids égal, ou plus, de sel commun.

On doit à sir H. Davy quelques observations intéressantes sur ce sujet, publiées par lui dans le premier volume *of the Journal of Sciences*. Si l'on mêle de l'acide *nitreux* fort, saturé de gaz nitreux, avec une dissolution saturée de gaz acide muriatique, il n'en résultera d'autre effet que celui auquel on pourrait s'attendre de l'action d'acide nitreux de la même force sur une quantité égale d'eau; et l'acide mêlé ainsi formé, n'a aucun pouvoir d'action sur l'or ou sur le platine. De même, si l'on mêle ensemble sur le mercure des gaz acide muriatique et nitreux à volumes égaux, en ajoutant un demi-volume d'oxigène, la condensation qui aura immédiatement lieu, ne sera pas plus grande que celle qu'on pourrait s'attendre à voir produire par la formation de gaz acide nitreux; et lorsque celui-ci est décomposé ou absorbé par le mercure, on trouve le gaz acide muriatique non altéré, mêlé avec une certaine portion de gaz nitreux.

Il paraît que l'acide *nitreux* et le gaz acide muriatique n'exercent aucune action chimique entre eux. Si l'on mêle ensemble de l'acide *nitrique incolore* et de l'acide muriatique du commerce, le mélange devient immédiatement

jaune, et acquiert la propriété de dissoudre l'or et le platine. En chauffant doucement ce mélange, il s'en élève de la vapeur de chlore, et la couleur devient plus foncée. Si l'on continue plus long-temps l'application de la chaleur, il se dégage encore du chlore, mais à l'état de mélange avec du gaz acide nitreux. Et si l'on pousse encore beaucoup plus loin, jusqu'à ce que la couleur soit devenue très-foncée, on ne peut plus obtenir de chlore, et le mélange perd sa faculté d'action sur le platine et sur l'or : c'est alors de l'acide *nitreux* et de l'acide muriatique. Il paraît donc résulter de ces observations, qui ont été très-souvent répétées, que l'acide nitro-muriatique doit ses propriétés particulières à une décomposition mutuelle des acides nitrique et muriatique, dont les résultats sont de l'eau, du chlore, et du gaz acide nitreux. Quoique le gaz nitreux et le chlore n'exercent aucune action entre eux, lorsqu'ils sont parfaitement secs, cependant s'il y a présence d'eau, il s'ensuit immédiatement décomposition, et formation d'acide nitreux et d'acide muriatique. L'acide nitrique liquide de 1,500 de pesanteur spécifique, fournit dans ce cas de décomposition, sur 118 parties de l'acide, 67 parties de chlore. *L'eau régale* n'oxide pas l'or et le platine, elle donne seulement lieu à leur combinaison avec le chlore.

Le docteur Scott de Bombay a introduit l'emploi en médecine d'un bain d'acide nitro-muriatique, étendu d'assez d'eau pour que la saveur n'en soit pas plus acide que celle du vinaigre, et que sa force soit affaiblie au point de ne produire qu'une piqûre sur la peau qui y aurait été exposée pendant 20 ou 30 minutes. Il recommande l'usage de ce bain comme remède dans les cas de la siphilis chronique, d'ulcères de diverses espèces, de maladies de la peau, d'hépatique chronique, de dispositions bilieuses, de débilité générale et de langueur. L'usage à l'intérieur du même acide a été recommandé, conjointement avec le bain partiel ou général.

L'acide nitrique forme avec les différentes bases des nitrates.

Le nitrate de baryte, à l'état de pureté parfaite, cristallise en octaèdres réguliers, quoiqu'il s'obtienne quelquefois en petites écailles brillantes. On peut le préparer par l'union directe de la baryte avec l'acide nitrique, ou en décomposant au moyen de cet acide le carbonate ou le sulfure de baryte.

Ce nitrate exposé à la chaleur, décrépite, et finit par abandonner son acide, qui est décomposé; mais, si la chaleur est poussée trop loin, la baryte est sujette à se vitrifier avec la terre du creuset. Le nitrate de baryte est soluble dans 12 parties d'eau froide et 3 ou 4 parties d'eau bouillante. On le dit exister dans quelques eaux minérales. Il consiste dans 6,75 acide + 9, 75 ou 9,7 base.

Le nitrate de potasse est le sel bien connu sous le nom de *nitre* ou *salpêtre*. On le trouve tout formé en quantités considérables dans les Indes-Orientales, en Espagne, dans le Royaume de Naples et ailleurs; mais le nitrate de chaux est encore plus abondamment répandu dans la nature. La plus grande partie du nitrate de potasse dont on fait emploi, est le produit d'une combinaison de circonstances, qui tendent à composer et à condenser l'acide nitrique. Cet acide paraît être formé dans tous les cas, où des matières animales éprouvent une décomposition complète avec l'accès de l'air et le contact de substances convenables avec lesquelles l'acide puisse se combiner facilement.

Les terrains fréquemment parcourus par les bestiaux, et imprégnés de leurs excrémens, les murs des lieux habités où abondent des vapeurs animales putrides, tels que ceux de boucheries, d'égouts, ou autres semblables, fournissent du nitre par leur longue exposition à l'air. On établit des nitrières artificielles, en y réunissant les matériaux qui facilitent le concours des circonstances dans lesquelles le nitre est produit par la nature. On place, pour les garantir de la pluie, sous des angars ouverts sur leurs faces, des amas formés de substances animales, telles que fumiers ou autres

excrémens, de débris de végétaux et de vieux mortier, ou autre terre calcaire, cette substance étant reconnue la meilleure et comme l'excipient qui convient le mieux à l'acide pour s'y combiner. Il est nécessaire d'arroser ces amas au besoin et de les retourner de temps-en-temps, pour accélérer le progrès de la nitrification et augmenter les surfaces qui peuvent être présentées à l'air; mais trop d'humidité est nuisible. La formation d'une portion de nitrate semble donner lieu à ce qu'elle s'opère plus promptement; mais à une certaine quantité, elle s'arrête totalement; et à cette époque du procédé, les matériaux ne fourniront plus rien, si l'on n'extrait pas alors, au moyen du lessivage, le sel qui s'est formé. Au bout d'un temps plus ou moins long, suivant que l'opération a été bien conduite, et à cet égard, l'action d'un courant régulier d'air frais est de la plus grande importance, on trouve le nitre dans la masse. Si les couches contenaient beaucoup de matière végétale, une portion considérable du sel nitreux formé sera du salpêtre ordinaire; mais s'il n'en est pas ainsi, l'acide se sera, pour la plus grande partie, combiné avec la terre calcaire. Le nitrate de potasse consiste dans 6,75 acide + 5,95 potasse.

Pour extraire le salpêtre de la masse de matière terreuse, on dispose un certain nombre de grands barils ou cuviers, munis chacun, à leur fond, d'un robinet recouvert avec de la paille dans l'intérieur du vaisseau, afin de le garantir de la terre qui pourrait l'obstruer. On charge ces cuviers de la matière à lessiver, avec des cendres de bois, qu'on étend à leur surface supérieure, ou qu'on ajoute à la matière en les remplissant. On verse alors dessus de l'eau bouillante, qu'on y laisse séjourner pendant quelque temps, après quoi on la fait écouler; on met ensuite de nouvelle eau sur les cuviers, et l'on continue tout aussi long-temps qu'elle en sort chargée de sel. On chauffe la lessive saline faible, qu'on fait passer sur d'autres cuviers jusqu'à ce qu'elle ait assez de force, et dans cet état, contenant le nitre et

autres sels, principalement du sel marin et quelquefois du muriate de magnésie, on la transporte dans la chaudière, pour l'y faire bouillir. L'une des propriétés du nitre est celle qu'il a d'être beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, tandis que le sel marin se dissout à-peu-près en même proportion dans ce liquide à froid et à chaud. Toutes les fois donc, que l'évaporation est poussée par l'ébullition jusqu'à un certain point, il se précipitera dans la chaudière beaucoup de sel marin manquant d'eau pour être tenu en dissolution, tandis que le nitre restera dans la liqueur par l'effet de la chaleur. On enlève, au moyen d'une écumoire, le sel marin ainsi séparé, et l'on fait refroidir de temps-en-temps une petite quantité de la liqueur, jusqu'à ce qu'on lui reconnaisse le degré de concentration auquel le nitre doit y cristalliser. Cette liqueur étant ainsi convenablement évaporée, on la décante pour la mettre à refroidir, et le nitre s'en sépare en grande partie en cristaux, tandis que le surplus du sel marin y reste dissous, comme étant également soluble dans l'eau froide et dans l'eau chaude. Par une évaporation subséquente du liquide refroidi, il se séparera encore du nitre de la même manière. D'après l'idée qu'en avait donnée Lavoisier, on adopta un moyen plus simple, qui consistait à laver deux fois avec de l'eau le nitre brut réduit en poudre.

Ce nitre, qu'on appelle nitre de première ébullition, ou de première cuite, contient du sel marin, qu'on en peut séparer en le faisant dissoudre dans une petite quantité d'eau, et en évaporant cette dissolution. Les cristaux ainsi obtenus, sont accompagnés de beaucoup moins de sel marin, parce que la proportion d'eau est tellement plus grande relativement à la petite quantité de sel mêlé avec le nitre, qu'il n'en pourra cristalliser que très-peu dans la liqueur. On répète jusqu'à quatre fois la dissolution et la cristallisation du nitre, lorsqu'on veut faire usage de ce sel dans des cas qui exigent qu'il soit très-pur. Les cristaux du nitre ont ordi-

nairement la forme de prismes hexaèdres aplatis, avec sommets dièdres. Sa saveur est pénétrante; mais l'impression de froid qu'il produit lorsqu'on le fait fondre dans la bouche, est telle, qu'elle prédomine d'abord sur la saveur réelle. Sept parties d'eau dissolvent deux parties de nitre à la température d'environ seize degrés centigrades; mais l'eau bouillante en dissout au-delà de son poids. Cent parties d'alcool, à la chaleur de 80 degrés centigrades, n'en dissolvent que 2,9 parties.

Exposé à une douce chaleur, le nitre se fond; et dans cet état, il peut être coulé en moules, de manière à former des gâteaux un peu arrondis, ou des boules: on l'appelle alors *sel de prunelle* ou *cristal minéral*. C'est du-moins la manière dont on prépare ordinairement aujourd'hui ce sel, d'après les instructions de Boerhaave; quoiqu'il fût indiqué dans la plupart des pharmacopées de faire brûler un vingt-quatrième de soufre sur le nitre avant de le transvaser, il ne faudrait pas laisser ce sel sur le feu, après qu'il est entré en fusion, autrement il serait converti en *nitrite* de potasse. Si la chaleur est poussée jusqu'au rouge, l'acide lui-même est décomposé, et il y a dégagement d'une quantité considérable de gaz oxigène passablement pur, suivi de gaz azote.

Le nitre excite puissamment la combustion des substances inflammables. Si après en avoir mêlé deux ou trois parties avec une partie de charbon, on enflamme le mélange, il brûle rapidement, il se dégage de l'azote, et du gaz acide carbonique; et une petite portion de ce dernier gaz étant retenue par le résidu alcalin, forme ce qu'on appelait autrefois *clyssus de nitre*. En mêlant ensemble dans un mortier un peu chaud trois parties de nitre, deux parties de sous-carbonate de potasse, et une partie de soufre, on produit la *poudre fulminante*, dont une petite portion mise dans une cuiller de fer tenue sur le feu jusqu'à fusion de la poudre, fait explosion avec très-grand bruit. Le mélange du nitre

avec du soufre et du charbon constitue la *poudre à canon* (*Voyez* POUDRE A CANON).

On a donné le nom de poudre de fusion à un mélange de trois parties de nitre, d'une partie de soufre, et d'une partie de sciure de bois fine. Si, après avoir roulé une petite pièce de monnaie de cuivre, on l'enveloppe de cette poudre dans une coquille de noix, et qu'on enflamme la poudre au moyen d'un papier allumé, elle brûlera rapidement en fondant le cuivre en un globule de sulfure du métal, sans brûler la coquille.

Si l'on chauffe du nitrate de potasse dans une cornue avec la moitié de son poids d'acide phosphorique solide, ou d'acide boracique, aussitôt que l'acide commence à entrer en fusion, il se combine avec la potasse, et l'acide nitrique est chassé, accompagné d'une petite portion de gaz oxigène et de gaz nitreux.

La silice, l'alumine et la baryte décomposent le nitrate de potasse à une haute température, en s'unissant avec sa base. L'alumine produit cet effet, même après qu'elle a été confectionnée en poterie.

Les usages qu'on fait du nitrate de potasse sont très-variés. Outre ceux qui ont été déjà indiqués, il entre dans la composition de flux, et l'on en fait un très-grand emploi dans la métallurgie. Il sert à faciliter la combustion du soufre dans la fabrication de l'acide sulfurique, et l'on en fait usage dans l'art de la teinture. On ajoute de ce nitrate au sel commun pour la salaison de la viande à conserver, à laquelle il donne une nuance de rouge. Il entre dans la composition de quelques mélanges frigorifiques; et il est prescrit en médecine, comme raffraichissant, fébrifuge et diurétique. On l'a recommandé, à l'état de mélange avec du vinaigre, comme remède très-puissant dans les cas de scorbut de mer.

Le nitrate de soude, anciennement connu sous les noms de *nitre cubique* ou *quadrangulaire*, se rapproche dans ses

propriétés, du nitrate de potasse; mais il en diffère, en ce qu'il est un peu plus soluble dans l'eau froide, quoiqu'il le soit moins dans l'eau chaude, qui en prend un peu plus de son propre poids; qu'il a de la tendance à attirer l'humidité de l'air, et qu'il cristallise en rhombes ou prismes rhomboïdaux. On peut le préparer, en saturant de la soude avec de l'acide nitrique; en précipitant par de la soude les dissolutions nitriques des métaux, ou des terres, la baryte exceptée; en lessivant le résidu de sel commun distillé avec trois quarts de son poids d'acide nitrique, et en faisant cristalliser la liqueur; ou bien enfin, en saturant avec de la soude, au-lieu de potasse, les eaux-mères de nitre. Ce sel a été considéré comme n'étant pas d'un emploi utile; mais suivant M. Proust, cinq parties de nitrate de soude avec une partie de charbon et une partie de soufre, brûleront pendant trois fois aussi long-temps que de la poudre à canon ordinaire, de manière à former une composition économique pour les feux d'artifice. Ce nitrate consiste dans 6,75 acide + 3,95 soude.

Le nitrate de strontiane peut s'obtenir de la même manière que le nitrate de baryte, auquel il se rapporte pour la forme de ses cristaux, et dans la plupart de ses propriétés. Il est cependant plus soluble, n'exigeant pour sa dissolution dans l'eau que quatre ou cinq parties de ce liquide, suivant M. Vauquelin, et seulement son poids égal, d'après M. Henry. L'eau bouillante le dissout en proportion presque double de celle qu'en peut prendre l'eau froide. Ce nitrate appliqué à la mèche d'une bougie, ou ajouté à de l'alcool brûlant, colore la flamme en un rouge foncé. Cette propriété pourrait le rendre d'un emploi utile dans la pyrotechnie. Ce nitrate est formé de 6,75 acide + 6,5 strontiane.

Le nitrate de chaux, le *nitre calcaire* des anciens auteurs abonde dans le mortier des vieux bâtimens, particulièrement de ceux qui ont été pendant long-temps exposés aux émanations animales, ou aux circonstances dans lesquelles

l'azote est mis en liberté. C'est par cette raison qu'il se produit en abondance dans les couches de nitrières, ainsi qu'on l'a déjà fait observer en traitant du nitrate de potasse.

On peut aussi le préparer artificiellement, en versant de l'acide nitrique étendu sur du carbonate de chaux. Si, après avoir fait bouillir la dissolution jusqu'à consistance de sirop, on l'expose dans un lieu frais, le sel cristallise en longs prismes qui ressemblent à des faisceaux d'aiguilles divergeant d'un centre. Ces cristaux sont solubles, suivant M. Henry, dans leur poids égal d'eau bouillante, et deux fois leur poids d'eau froide. Ils sont promptement déliquescens à l'air, et une chaleur rouge les décompose. L'eau froide dissout, ainsi que l'établit Fourcroy, quatre fois son poids de ce sel, et son eau de cristallisation suffit pour le dissoudre à la chaleur de l'eau bouillante. Il est également soluble dans moins de son poids d'alcool. Si, après avoir évaporé à siccité la dissolution de ce nitrate dans l'eau, on continue la chaleur jusqu'à ce qu'il se fonde, en le maintenant dans cet état pendant cinq ou dix minutes, et qu'alors on le verse dans un pot de fer préalablement chauffé, on obtiendra le *phosphore de Baudoin*. Cette substance, qu'il est peut-être plus convenable de considérer comme un *nitrite de chaux*, étant mise en morceaux et conservée dans une fiole bien bouchée, émet dans l'obscurité une belle lumière blanche, après avoir été exposée pendant quelque temps aux rayons du soleil. On ne fait actuellement aucun usage du nitrate de chaux, si ce n'est pour dessécher quelques-uns des gaz, en leur enlevant, au moyen de ce sel, leur humidité; mais on pourrait substituer son emploi à celui de la potasse dans la fabrication de l'eau-forte.

Le nitrate d'ammoniaque a la propriété de faire explosion, et d'être totalement décomposé à la température de 317 degrés centigrades, ce qui lui fit donner le nom de *nitrum flammens*. Le moyen le plus facile de préparer ce nitrate consiste à ajouter jusqu'à saturation du carbonate

d'ammoniaque à de l'acide nitrique étendu. Si l'on évapore cette dissolution à la chaleur de 25 à 35 degrés centigrades, et que l'évaporation ne soit pas poussée plus loin, le sel cristallise en prismes hexaèdres, se terminant en pyramides très-aigües. Si la chaleur est portée à 100 degrés centigrades, la dissolution fournira des cristaux en fibres soyeuses; enfin, si l'évaporation est continuée assez long-temps pour que le sel devienne immédiatement concret par refroidissement sur une baguette de verre, alors il se formera en une masse compacte. Les cristaux, sous ces diverses formes, ne diffèrent que de très-peu entre eux, suivant sir H. Davy, si ce n'est dans l'eau qu'ils contiennent; car leurs parties composantes sont ainsi qu'il suit, savoir :

Cristaux.

Prismatiques.	contiennent Acide.	69,5	Ammoniaque.	18,4	Eau.	12,1
Fibreux.		72,5		19,3		8,2
Compactes.		74,5		19,8		5,7

Tous ces cristaux sont complétement déliquescens; mais ils diffèrent un peu dans leur faculté de dissolubilité. L'alcool, à la température de 80 degrés centigrades, en dissout près de 90,9 de son poids.

Lorsqu'on les fait sécher autant que cela est possible sans leur faire éprouver de décomposition, ils consistent dans 6,75 acide + 2,13 ammoniaque + 1,125 eau.

Le principal usage du nitrate d'ammoniaque est celui qu'on en fait pour obtenir l'oxide nitreux (protoxide d'azote), en le décomposant au moyen de la chaleur (*Voyez* AZOTE).

Le nitrate de magnésie, *nitre magnésien*, cristallise en prismes rhomboïdaux à quatre pans, à sommets obliques ou tronqués, et quelquefois en faisceaux de petites aiguilles. Sa saveur est amère, et ressemble beaucoup à celle du nitrate de chaux, mais étant moins piquante. Ce sel est fusible, et la chaleur le décompose; dans cette décomposition, il donne

d'abord du gaz oxigène, ensuite du protoxide d'azote, et à la fin de l'acide nitrique. Ce sel attire lentement l'humidité de l'air. Il est soluble dans un poids égal au sien d'eau froide, et ne se dissout qu'un peu plus dans ce liquide chaud: de sorte, qu'il est à-peine susceptible de cristalliser par évaporation spontanée.

Les deux espèces précédentes des nitrates d'ammoniaque et de magnésie peuvent se combiner en un sel triple, et former un nitrate ammoniaco-magnésien, soit en les unissant l'un et l'autre par dissolution, ou au moyen d'une décomposition partielle de l'un des deux par la base de l'autre. Ce sel triple, chauffé rapidement, est légèrement inflammable; et à une température plus basse, il est décomposé, en donnant de l'oxigène, de l'azote, de l'eau en plus grande proportion qu'il n'en contenait, du protoxide d'azote et de l'acide nitrique. Le résidu est de la magnésie pure. Il a de la disposition à attirer l'humidité de l'air; mais il est beaucoup moins déliquescent que l'un ou l'autre des sels qui le composent, et il exige pour se dissoudre, sept parties d'eau à la température de 16 degrés centigrades. Il est plus soluble dans l'eau bouillante; de sorte qu'il peut cristalliser par refroidissement. Ce sel consiste dans 78 parties de nitrate de magnésie et 22 parties de nitrate d'ammoniaque.

Le nitrate de glucine est, de tous les autres sels de cette terre, celui qui est le mieux connu, à raison de l'activité de l'acide nitrique comme dissolvant de terres dans les opérations de l'analyse. Ce sel est sous forme pulvérulente, ou en une masse visqueuse ou ductile. Sa saveur, d'abord sucrée, finit par être astringente. Il se ramollit par son exposition à la chaleur, se fond promptement, son acide est décomposé en oxigène et en azote, et sa base seule reste. Ce nitrate est très-soluble et très-déliquescent.

Le nitrate, ou plutôt le surnitrate d'alumine, cristallise, quoiqu'avec difficulté, en feuillets minces, flexibles, doux

15*

au toucher. Sa saveur est acide et astringente. Il rougit les couleurs bleues végétales. On peut le former, en dissolvant dans de l'acide nitrique étendu, et à l'aide de la chaleur, de l'alumine récemment précipitée, bien lavée, mais encore mouillée. Ce sel est déliquescent, et soluble dans une très-petite proportion d'eau. L'alcool en dissout un poids égal au sien. La chaleur le décompose aisément.

Le nitrate de zircone, dont la découverte est due à Klaproth, fut examiné depuis par Guiton-Morveau et M. Vauquelin. Il cristallise en petites aiguilles soyeuses, capillaires. Sa saveur est astringente. Il se décompose facilement au feu; il est très-soluble et très-déliquescent. On peut le préparer en faisant dissoudre de la zircone dans de l'acide nitrique fort; mais, ainsi que dans les espèces précédentes, l'acide est toujours en excès.

On peut se procurer le nitrate d'yttria de la même manière que celui de zircone. Sa saveur est douceâtre et astringente. On l'obtient à peine à l'état de cristaux; et si on l'évapore à une chaleur très-forte, il se ramollit comme du miel, et se solidifie, par le refroidissement de la liqueur, en une masse pierreuse.

ACIDE NITREUX. Cet acide, qu'on appelait autrefois *acide nitreux fumant*, semble former un genre distinct de sels, pouvant être désignés par la dénomination de *nitrites*. Mais ces sels, qu'on ne peut former par l'union directe de leurs parties constituantes, ne s'obtiennent que par l'exposition d'un nitrate à une température élevée, qui en chasse une portion de son oxigène à l'état de gaz, en laissant le surplus à l'état d'un nitrite, si la chaleur n'a pas été poussée assez loin, ou continuée pendant assez long-temps, pour opérer la décomposition complète du sel. C'est ainsi qu'on peut se procurer les nitrites de potasse et de soude, et peut-être ceux de baryte, de strontiane, de chaux et de magnésie. Les nitrites sont particulièrement caractérisés, en ce qu'ils peuvent être

décomposés par tous les acides, l'acide carbonique excepté, et par l'acide nitrique lui-même, qui, tous, en chassent l'acide nitreux. On ne connaît guère de ces nitrites que celui de potasse, qui attire l'humidité de l'air, et verdit les couleurs bleues végétales. Sa saveur est un peu âcre; et lorsqu'on le réduit en poudre, il exhale une odeur de gaz nitreux.

L'acide nitreux lui-même s'obtient le plus facilement, en exposant du nitrate de plomb à l'action de la chaleur dans une cornue de verre. L'acide *nitreux* pur passe sous la forme d'un liquide de couleur orangé. Cet acide est tellement volatil, qu'il entre en ébullition à la température de 28 degrés centigrades. Sa pesanteur spécifique est de 1,450. Lorsqu'on le mêle avec de l'eau, il est décomposé avec dégagement de gaz nitreux, ce qui donne lieu à effervescence. Il est formé d'un volume d'oxigène, uni à deux volumes de gaz nitreux; et par conséquent, il consiste, en poids, en 1,75 azote + 4 oxigène; et, en mesure, en $1\frac{1}{2}$ oxigène + 1 azote. Les acides, diversement colorés du nitre, ne sont pas des acides *nitreux*, mais de l'acide nitrique imprégné de gaz nitreux (deutoxide d'azote). (*Voyez*, page 176, la table de sir H. Davy, relativement à l'acide coloré.)

ACIDE NITRIQUE OXIGÉNÉ. Dans nos remarques générales sur l'acidité, nous avons décrit la méthode nouvellement découverte par M. Thénard, à l'aide de laquelle on parvient à oxigéner les acides liquides. La première de ces combinaisons de l'oxigène et des acides qu'il examina, fut celle de l'acide nitrique avec ce principe. Lorsque l'on humecte le peroxide de barium, préparé en saturant la baryte d'oxigène, il se délie, tombe en poudre et s'échauffe à peine. Si, dans cet état, on le délaie avec sept ou huit fois son poids d'eau, et si l'on verse dessus peu-à-peu de l'acide nitrique faible, il s'y dissout facilement par l'agitation, sans qu'il se dégage aucun gaz, et de telle manière que la dissolution est neutre, ou sans action sur le tournesol et le curcuma.

En ajoutant alors à cette dissolution une quantité convenable d'acide sulfurique, il se produit un précipité abondant de sulfate de baryte, et la liqueur filtrée ou décantée n'est plus que de l'eau chargée d'acide nitrique oxigéné.

Cet acide est liquide, incolore; il rougit fortement le tournesol, et ressemble, par presque toutes ses propriétés, à l'acide nitrique. Soumis à l'action de la chaleur, il commence aussitôt à laisser dégager de l'oxigène; mais sa décomposition n'est complète qu'autant qu'on le maintient en ébullition pendant quelque temps. Le seul moyen qui ait réussi à M. Thénard pour le concentrer, consiste à la placer dans une capsule, sous le récipient d'une machine pneumatique, à mettre sous ce récipient une autre capsule pleine de chaux, et à faire le vide. M. Thénard obtint ainsi un acide assez concentré, pour donner, en le distillant, onze fois son volume de gaz oxigène.

Cet acide se combine très-bien avec la baryte, la potasse, la soude, l'ammoniaque, et il les neutralise. Les sels qui en résultent sont décomposés dès que la cristallisation commence dans la liqueur, lors même qu'on l'abandonne à une évaporation spontanée : ils se décomposent aussi dans le vide. Les nitrates oxigénés, dans leur transformation en nitrates ordinaires, ne changent point d'état de saturation. Une forte dissolution de potasse, ajoutée à leurs dissolutions, les décompose.

L'acide nitrique oxigéné n'agit pas sur l'or, mais il dissout tous les métaux que l'acide nitrique ordinaire est susceptible de dissoudre; et lorsque cet acide n'est pas trop concentré, les dissolutions ont lieu sans effervescence. Dans le deutoxide ou peroxide de barium, la quantité d'oxigène est double de ce qu'elle est dans le protoxide; mais, suivant M. Thénard, la baryte extraite du nitrate par ignition contient toujours un peu du peroxide.

Lorsqu'on verse de l'acide nitrique oxigéné sur de l'oxide d'argent, une vive effervescence a lieu : elle est due au déga-

gement d'oxigène ; une portion de l'oxide d'argent se dissout, l'autre se réduit d'abord, et se dissout ensuite elle-même, pourvu que l'acide soit en quantité convenable. La dissolution étant complètement opérée, si l'on y ajoute peu-à-peu de la potasse, il se produit une nouvelle effervescence et un précipité d'un violet noir foncé : du-moins telle est toujours la couleur du premier dépôt. Ce dépôt est insoluble dans l'ammoniaque, et, selon toute apparence, il consiste en un protoxide d'argent.

Aussitôt que l'on plonge un tube chargé d'oxide d'argent dans une dissolution de nitrate oxigéné de potasse, il se produit une violente effervescence, l'oxide se réduit, l'argent se précipite, tout l'oxigène du nitrate oxigéné se dégage en-même-temps que celui de l'oxide, et la dissolution, qui ne contient plus alors que du nitrate de potasse ordinaire, reste neutre, si elle l'était auparavant. Mais le phénomène le plus inexplicable est le suivant : si l'on met de l'argent à l'état de division extrême (de limaille fine) dans du nitrate ou du muriate oxigéné de potasse, tout l'oxigène du sel se dégage tout-à-coup; l'argent n'est point attaqué, et le sel reste neutre comme auparavant. Le fer, le zinc, le cuivre, le bismuth, le plomb et le platine, ont aussi la propriété de séparer l'oxigène du nitrate oxigéné. Le fer et le zinc s'oxident, et donnent lieu en-même-temps à un dégagement d'oxigène. Les autres métaux ne s'oxident pas, du-moins sensiblement : tous ces métaux avaient été employés en limaille. L'or agit à peine sur ces sels oxigénés. Les peroxides de manganèse et de plomb les décomposent. Une très-petite quantité de ces oxides en poudre suffit pour chasser tout l'oxigène de la dissolution saline. L'effervescence est vive. Le peroxide de manganèse n'éprouve aucune altération.

Quoique l'acide nitrique soit sans action sur les peroxides de plomb et de manganèse, cet acide, lorsqu'il est oxigéné, les dissout l'un et l'autre avec la plus grande facilité; la dissolution est accompagnée d'un grand dégagement de gaz

oxigène. M. Thénard pense que l'effet produit par l'argent peut être attribué à l'électricité voltaïque.

Ce que nous avons eu lieu de remarquer en traitant de l'acide muriatique oxigéné de M. Thénard, s'applique également à l'acide nitrique oxigéné.

ACIDE OLÉIQUE. Dans la saponification de la graisse de porc au moyen de la potasse, le margarate de cet alcali se sépare sous la forme solide d'écailles nacrées, tandis que la graisse liquide reste en dissolution, combinée avec la potasse. En décomposant ce savon par l'acide tartarique, le principe huileux de la graisse est mis en liberté. En le convertissant alors de nouveau en savon par la potasse, et en redissolvant ce savon dans l'eau, il se précipite une nouvelle portion de margarate de cet alcali. C'est en répétant ainsi deux ou trois fois ce procédé, que M. Chevreul parvint à isoler ce principe huileux; et comme il a la propriété de saturer des bases, et de former des composés, il lui donna le nom d'acide oléique. M. Chevreul donne, dans son sixième mémoire, et comme résultant de ses expériences, la table qui suit, de la composition des différentes espèces de savons que l'acide oléique forme avec des bases.

		Baryte.	Strontiane.	Plomb.
Saturent	100 acide oléique de graisse d'homme.	26,00. . .	19,41. . .	82,48
	100 acide oléique de graisse de mouton.	26,77. . .	19,38. . .	81,81
	100 acide oléique de graisse de bœuf.	28,93. . .	19,41. . .	81,81
	100 acide oléique de graisse d'oie.	26,77. . .	19,38. . .	81,34
	100 acide oléique de graisse de porc.	27,00. . .	29,38. . .	81,80

L'acide oléique est un liquide huileux, inodore et insipide.

Sa pesanteur spécifique est de 0,914. Il se dissout généralement dans un poids égal au sien d'alcool bouillant d'une pesanteur spécifique de 0,7952; mais quelques variétés de cet acide sont encore plus solubles. 100 d'acide oléique saturent 16,58 de potasse, 10,11 de soude, 7,52 de magnésie, 14,83 de zinc et 13,93 de peroxide de cuivre. M. Chevreul a été à la fin porté à adopter, d'après ses expériences, les quantités de 100 d'acide et 27 de baryte, comme étant les plus exactes; il s'ensuit qu'en faisant la baryte = 9,75, le nombre équivalent de l'acide oléique sera 36,0.

ACIDE OXALIQUE. On a supposé pendant long-temps que cet acide, abondant dans l'oseille sauvage, et qui, combiné avec une petite portion de potasse tel qu'il existe dans cette plante, a été mis dans le commerce, sous le nom de *sel de citrons*, comme pouvant être substitué dans son emploi au suc de ce fruit, particulièrement pour faire disparaître les taches d'encre et de rouille, était analogue à l'acide du tartre. Cependant Bergman reconnut, en 1776, qu'on pouvait extraire un acide puissant du sucre, au moyen de l'acide nitrique; et, peu d'années après, Schéele trouva que cet acide était identique avec celui existant naturellement dans l'oseille. Cet acide commença dès-lors à être distingué par le nom d'acide *saccharin*, et depuis il a été connu, dans la nouvelle nomenclature, sous celui d'acide oxalique.

Schéele retirait cet acide du sel d'oseille, ou de l'oxalate acidule de potasse, tel qu'il existe dans le suc de cette plante, en saturant ce suc avec de l'ammoniaque, ce qui le convertit en un sel triple très-soluble, et en ajoutant ensuite à la dissolution du nitrate de baryte dissous dans l'eau. Le précipité de l'oxalate de baryte ainsi formé, étant bien lavé, il séparait la base du sel au moyen de l'acide sulfurique. Pour s'assurer ensuite qu'il ne restait pas d'acide sulfurique dans la liqueur surnageante, il y ajoutait un peu d'une dissolution bouil-

lante d'oxalate de baryte, jusqu'à ce qu'il ne s'y produisît plus de précipité; et la liqueur, qui ne contenait plus alors que l'acide oxalique pur, étant filtrée et évaporée, l'acide y cristallisait par refroidissement.

On peut cependant obtenir l'acide oxalique du sucre d'une manière beaucoup plus facile et plus économique, ainsi qu'il suit : après avoir introduit dans une cornue, à laquelle est luté un grand récipient, 180 grammes d'acide nitrique, on y ajoute peu-à-peu 30 grammes de sucre en pain grossièrement pulvérisé. On peut chauffer doucement pendant que la dissolution s'opère, et il se dégagera du gaz nitreux en abondance. Tout le sucre étant dissous, on distille une partie de l'acide, jusqu'à ce que le reste dans la cornue ayant acquis une consistance sirupeuse, il s'y formera des cristaux réguliers, s'élevant à 58 parties sur 100 parties de sucre. Il faut dissoudre ces cristaux dans l'eau, les faire cristalliser de nouveau, et sécher entre des doubles de papier brouillard.

Il est un grand nombre d'autres substances qui fournissent de l'acide oxalique, lorsqu'on les traite par distillation avec l'acide nitrique. Bergman se le procura du miel, de la gomme arabique, de l'alcool, et des concrétions calculeuses des reins et vessies d'animaux. Schéele et Hermbstadt le retirèrent du sucre de lait; Schéele, d'une matière sucrée contenue dans les huiles grasses, et aussi de la partie non cristallisable du suc de citrons; Hermbstadt, de l'acide des cerises et de l'acide du tartre; Goetling, du bois de hêtre; Kohl, du résidu dans la distillation des esprits ardens ; Westrumb, non-seulement des acides cristallisés de groseilles, de cerises, de citrons, de framboises, mais aussi de la matière sucrée de ces fruits, et des parties non cristallisables des sucs acides; Hoffmann, du suc de l'épine vinette; et M. Berthollet, de la soie, du cheveu, des tendons, de la laine, et aussi d'autres substances animales, spécialement du coagulum du sang, des blancs d'œufs et des parties ami-

lacée et glutineuse de la fleur de farine. M. Berthollet observe, que la quantité d'acide oxalique qu'on obtient en traitant de la laine avec l'acide nitrique, est très-considérable, comme s'élevant au-delà de la moitié du poids de la laine employée. Ce savant fait mention d'une différence qu'il remarqua entre des substances végétales et animales ainsi traitées avec l'acide nitrique. Cette différence consiste en ce que la substance animale fournit, outre de l'ammoniaque, une grande quantité d'une huile que l'acide nitrique ne décompose pas; tandis que les parties huileuses des substances végétales étaient entièrement détruites par l'action de cet acide; et M. Berthollet remarque que, dans ce cas, la partie glutineuse de la fleur de farine se comporte comme substance animale, tandis que la partie amilacée de la fleur conserve ses propriétés végétales. Il fait observer de plus, que la quantité d'acide oxalique fournie par des matières végétales ainsi traitées, est en proportion de leur qualité nutritive; et que, particulièrement avec le coton, il ne peut en obtenir une quantité sensible. M. Deyeux, ayant coupé avec des ciseaux les poils du pois chiche, trouva qu'ils donnaient une liqueur acide, qu'en l'examinant, il reconnut être de l'acide oxalique pur. M. Proust, et d'autres chimistes, avaient déjà remarqué que les souliers de personnes qui traversent un champ de pois chiches étaient corrodés.

L'acide oxalique cristallise en prismes quadrilatères, dont les pans sont alternativement larges et étroits, avec sommets dièdres; ou, si la cristallisation a eu rapidement lieu, en aiguilles irrégulières. Exposés à un air sec, ces cristaux s'affleurissent; mais à un air humide, ils sont un peu déliquescens. Ils sont solubles dans une partie d'eau chaude et deux parties d'eau froide, et se décomposent à une chaleur rouge, en laissant une petite quantité d'un résidu charbonneux. 100 parties d'alcool dissolvent, à la chaleur de l'eau bouillante, près de 56 parties de cet acide, et 40 parties seulement à froid. L'acidité de ces cristaux est telle, qu'étant dissous

dans 3600 fois leur poids d'eau; la dissolution rougit le papier de tournesol, et conserve sensiblement la saveur acide.

L'acide oxalique est un bon réactif pour reconnaître la présence de la chaux, qu'il sépare de tous les autres acides, à moins qu'ils ne soient en excès. Cet acide a également pour la chaux une affinité plus grande que pour toute autre base; et il forme avec elle un sel insoluble pulvérulent, qui ne peut être décomposé que par le feu, et qui verdit le sirop de violettes.

M. Berzelius infère de l'analyse de l'oxalate de plomb, que le nombre équivalent pour l'acide oxalique est 4,552; et en le décomposant au feu, il trouva qu'il se résout en 66,534 oxigène, 33,222 carbone, et 0,244 hydrogène. La quantité de ce dernier élément, réduit à ses rapports primitifs, ne donne, ainsi que le fait observer M. le docteur Thomson, qu'un douzième d'un atôme d'hydrogène; ce qui rend cette analyse de M. Berzelius incompatible avec la théorie atômique. Depuis que M. Berzelius a publié son analyse de l'acide oxalique, cet acide a été l'objet de quelques observations ingénieuses de M. Dobereiner, insérées dans le dixième volume du *Schweigger's Journal*. On voit que le carbone et l'oxigène sont entre eux dans le simple rapport de 1 à 2; ou, en l'établissant d'après les équivalens de ces élémens, comme 2 de carbone = 1,5, est à 3 d'oxigène = 3,0. Cette proportion est celle qui résulterait d'un atôme d'acide carbonique = C + 2 O, combinés avec les atômes d'oxide de carbone = C + O, C étant le carbone, et O l'oxigène. La somme des poids ci-dessus donne 4,5 pour l'atôme équivalent de l'acide oxalique, en négligeant l'hydrogène, qui ne constitue qu'un trente-septième du tout, et qui peut être, avec quelque probabilité, attribué à ce que l'oxalate de plomb soumis à l'analyse n'a pas été parfaitement desséché.

L'acide oxalique, pris intérieurement à la dose de 8 à 12

grammes, agit comme poison violent; et plusieurs accidens funestes ont dernièrement eu lieu à Londres, résultant de la vente de cet acide, dans le commerce, au-lieu de sel d'Epsom. Son nom vulgaire de sel, sous lequel on achète cet acide, à l'effet d'en faire usage pour blanchir les revers de bottes, occasionne ces erreurs déplorables. Mais la saveur énergiquement acide de l'acide oxalique, ainsi que la forme prismatique ou aiguillée de ses cristaux, doivent suffire pour le faire distinguer de toute autre substance. Le remède le plus convenable contre les fâcheux effets de cet acide, lorsqu'on en a avalé, est de le faire aussitôt rejeter de l'estomac au moyen de l'émétique, dont on aide l'action en buvant à copieuses doses de l'eau tiède, contenant du bicarbonate de potasse ou de soude, de la craie ou du carbonate de magnésie. Avec la baryte, l'acide oxalique forme un sel insoluble, mais qui le deviendra dans de l'eau acidulée avec cet acide, et fournira des cristaux angulaires. Si cependant l'on essaye de dissoudre ces cristaux dans l'eau bouillante, l'excès d'acide s'unira avec l'eau, en abandonnant l'oxalate, qui sera précipité.

L'oxalate de strontiane est aussi un composé presque insoluble.

L'oxalate de magnésie est également insoluble, à moins que l'acide ne soit en excès.

L'oxalate de potasse existe dans deux états, celui de sel neutre, et d'oxalate acidule. Ce dernier s'obtient généralement du suc des feuilles de l'*oxalis acetosella*, bois de surelle, ou *rumex acetosa*, oseille commune. Après avoir étendu d'eau le suc exprimé de cette plante, on abandonne cette liqueur au repos pendant quelques jours, jusqu'à ce que les parties féculantes se soient déposées, et que le liquide surnageant soit devenu clair; ou bien on peut clarifier le suc exprimé avec des blancs d'œufs. Après l'avoir alors filtré et évaporé jusqu'à pellicule, on le met dans un lieu frais pour cristalliser. Les premiers cristaux produits étant séparés, on

continue l'évaporation jusqu'à ce qu'il ne s'en forme plus. Schlereth annonce, qu'en opérant ainsi, on peut obtenir environ 36 grammes de cristaux de 746 grammes de suc, qu'on retire ordinairement de cinq fois cette quantité, ou environ quatre kilogrammes d'oseille. Cependant, Savary dit que dix parties d'oseille sauvage en pleine végétation donnent un peu plus de cinq parties de suc, qui fournissent au-delà d'un deux centième de sel passablement pur. Ayant néanmoins fait bouillir le suc sans le clarifier, il fut obligé de redissoudre le sel, et le faire cristalliser de nouveau pour l'obtenir blanc.

Ce sel est en petits cristaux blancs aiguillés, ou en lames, qui ne s'altèrent point à l'air. Il se forme en sels triples par son union avec la baryte, la magnésie, la soude, l'ammoniaque, et la plupart des oxides métalliques. Cependant sa dissolution précipite les dissolutions nitriques de mercure et d'argent à l'état d'oxalates insolubles de ces métaux, l'acide nitrique se combinant, dans ce cas, avec la potasse. Ce sel attaque le fer, le plomb, l'étain, le zinc et l'antimoine.

L'oxalate de potasse, outre l'emploi qu'on en fait pour enlever les taches d'encre, et comme réactif pour reconnaître la présence de la chaux, forme avec du sucre et de l'eau une boisson raffraîchissante agréable; et suivant M. Berthollet, cet oxalate est un puissant antiseptique.

L'oxalate neutre de potasse est très-soluble, et prend la forme gélatineuse; mais on peut parvenir à le faire cristalliser en prismes hexaèdres, avec sommets dièdres, en ajoutant à la liqueur plus de potasse qu'il n'en faut pour saturer l'acide.

L'oxalate de soude existe également dans les deux états différens de sel acidule et de sel neutre, et ces oxalates ont leurs propriétés analogues à celles des mêmes sels de potasse.

L'oxalate acidule d'ammoniaque cristallise. Il n'est pas très-soluble, et il peut, ainsi que les sels acidules qui précèdent, se combiner avec d'autres bases, de manière à former des sels triples; mais en saturant l'acide avec de l'am-

moniaque, on obtient un oxalate neutre qui, par évaporation, fournit de très-beaux cristaux en prismes tétraèdres, avec sommets dièdres, dont un des plans coupe trois côtés du prisme. Ce sel se décompose au feu; il s'en élève du carbonate d'ammoniaque, en ne laissant que quelques traces légères d'un résidu charbonneux. La chaux, la baryte et la strontiane s'unissent à l'acide de cet oxalate, et l'ammoniaque se sépare sous la forme de gaz.

L'acide oxalique dissout aisément l'alumine, et la dissolution évaporée fournit une masse transparente jaunâtre, d'une saveur sucrée et un peu astringente, qui attire l'humidité de l'air, rougit la teinture de tournesol, et ne produit pas cet effet sur le sirop de violettes. Au feu, cet oxalate se boursoufle, perd son acide, et laisse l'alumine un peu colorée.

On peut établir la composition des différens oxalates, en considérant que les sels neutres consistent dans 1 atôme d'acide = 4,552 sur 1 atôme de base, et le binoxalate de potasse dans 2 atômes d'acide sur 1 atôme de base, ainsi que le docteur Wollaston le démontra le premier. Mais ce savant a de plus fait voir que l'acide oxalique peut se combiner avec les oxides en quatre proportions, d'où résultent des oxalates neutres, des sous-oxalates, des oxalates acidules et des oxalates acides. Les oxalates neutres contiennent deux fois autant d'acide que les sous-oxalates, la moitié de la quantité de l'acide qui existe dans les oxalates acidules, et un quart de la proportion de l'acide dans les oxalates acides.

ACIDE PERLÉ. Ce fut Bergman qui donna ce nom au phosphate acidule de soude, Haupt ayant désigné le phosphate de soude par la dénomination de *sal mirabile perlatum*.

ACIDE PHOSPHORIQUE. La base de cet acide, ou l'acide lui-même, abonde dans les minéraux et dans les substances végétales et animales. Dans les minéraux, on

le trouve en combinaison avec le plomb dans la mine de plomb verte; avec le fer, dans les mines de fer limoneux, qui fournissent du fer cassant à froid, et plus particulièrement avec la terre calcaire dans différentes espèces de pierre. Des montagnes entières, dans la province d'Estramadure, en Espagne, sont formées de cette combinaison d'acide phosphorique et de chaux. M. Bowles assure, que la pierre est blanchâtre et insipide, et qu'étant mise sur des charbons ardens, elle donne une flamme bleue inodore. M. Proust décrit cette pierre comme étant dense, et n'ayant pas assez de dureté pour faire feu avec l'acier; elle se trouve, dit ce savant, en couches, dans un gissement presque toujours horisontal sur du quartz, et qui sont entrecoupées de veines de quartz. Lorsqu'on projette de cette pierre sur des charbons ardens, elle ne décrépite pas, mais elle brûle avec une belle lumière verte, qui dure pendant un temps considérable. Au chalumeau, elle se fond en un émail blanc. Elle se dissout avec chaleur et effervescence dans l'acide nitrique; avec l'acide sulfurique, elle forme du sulfate de chaux, et l'acide phosphorique est mis en liberté dans le liquide.

Les substances végétales contiennent en abondance le phosphore ou son acide. On en trouve principalement dans les plantes qui croissent dans des endroits marécageux, et dans plusieurs espèces de bois blancs. Différentes graines, les pommes de terre, l'agaric, la suie et le charbon, fournissent de l'acide phosphorique (*); lorsqu'après en avoir séparé l'acide nitrique, on lave le résidu. Ce lavage contient l'acide phosphorique, qui peut être saturé avec de la chaux par

(*) C'est à la présence de l'acide phosphorique que le professeur Bartholdi attribue deux accidens de combustion spontanée du charbon qui eurent lieu à la poudrerie d'Essonne, l'un dans le magasin d'approvisionnement de cette matière, l'autre dans le blutoir, où se tamisait le charbon. C'est également, suivant le professeur Bartholdi, à la présence de l'acide phosphorique que peuvent être dues trois explosions qui eurent successivement lieu à la poudrerie de Vonges près Auxonne.

addition d'eau de chaux, formant, dans ce cas, un composé solide, ou, qu'on peut reconnaître, en examinant ses propriétés par d'autres moyens chimiques.

Dans le règne animal, l'acide phosphorique se rencontre presque partout dans les corps de ceux des volatiles ne jouissant pas à un haut degré de cette faculté. Il n'est probablement aucune partie de ces êtres organisés qui n'en contienne. On l'a également obtenu et du sang, et de la chair d'animaux de terre et d'eau; on en a extrait du fromage; et il existe en grandes quantités dans les os, combiné avec de la terre calcaire. L'urine contient de l'acide phosphorique, non-seulement à l'état isolé, mais encore en combinaison avec de l'ammoniaque, de la soude et de la chaux. Ce fut de ces liquides excrémentiels, en les faisant évaporer, et en les distillant avec du charbon, qu'on retira, pour la première fois, le phosphore, le charbon décomposant l'acide dégagé et le sel ammoniacal (*Voyez* Phosphore). Mais on se le procure d'une manière plus économique par le procédé de Schéele, en soumettant à l'action d'un acide le résidu terreux des os après calcination.

Dans ce procédé, l'acide sulfurique paraît être celui qu'il convient le mieux d'employer, parce qu'il forme, avec la chaux des os, un composé à-peu-près insoluble. Les os de bœuf, de mouton et de veau étant calcinés au blanc, à feu ouvert, perdent presque la moitié de leur poids. On les pulvérise alors, et la poudre est ensuite passée au tamis; ou bien l'on peut s'épargner ce soin, en achetant de la poudre qui se vend dans le commerce pour la fabrication de coupelles d'essayeurs; poudre qui n'est autre chose que de la poudre toute tamisée d'os calcinés. A trois parties de la poudre on ajoute environ deux parties d'acide sulfurique concentré, et ensuite quatre ou cinq parties d'eau, pour aider l'action de l'acide; et pendant tout le temps que cette action a lieu, celui qui opère ne doit pas négliger de se placer de manière à se trouver garanti des fumées qui s'exhalent des vaisseaux. On maintient alors le tout à une douce chaleur,

au bain de sable, pendant douze heures ou plus, en ayant soin de remplacer l'eau à mesure d'évaporation. On ajoute le lendemain une grande quantité d'eau; et après avoir passé la liqueur à travers un tamis, la matière qui y reste, et qui est du sulfate de chaux, est édulcorée au moyen d'affusions répétées d'eau chaude, jusqu'à ce que cette eau, passée à travers le résidu, soit insipide. Les eaux contiennent l'acide phosphorique à-peu-près dépouillé de chaux; et en les faisant évaporer, d'abord dans des vaisseaux de terre vernissés, et ensuite dans des vaisseaux de verre, et mieux encore dans des vaisseaux d'argent ou de platine, l'acide chaud ayant de l'action sur le verre, on obtient l'acide dans un état de concentration tel, qu'étant poussé à une forte chaleur dans un creuset, il peut prendre la forme d'un verre transparent, ayant de la consistance, quoiqu'il soit ordinairement, à-la-vérité, d'une apparence laiteuse opaque.

Pour se procurer du phosphore, il n'est pas nécessaire de pousser l'évaporation des eaux au-delà du degré de concentration qui les met en consistance de sirop; et la petite portion de chaux, qu'il contient, n'affectant que très-peu le produit, ne doit pas être un inconvénient qui oblige de l'en séparer; mais, lorsqu'on veut obtenir l'acide dans un état de plus grande pureté, il convient d'ajouter une certaine quantité de carbonate d'ammoniaque, qui, par double attraction, précipite la chaux retenue en dissolution par l'acide phosphorique. En faisant alors évaporer la liqueur, elle fournit un sel ammoniacal cristallisé qui peut être fondu dans un vaisseau d'argent, l'acide attaquant ceux de verre ou de terre. On se débarrasse de l'ammoniaque au moyen de la chaleur, et l'acide acquiert la forme d'un verre compacte, aussi transparent que du cristal de roche, d'une saveur acide, soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air.

Cet acide est communément pur; mais il peut contenir une petite quantité de soude existant originairement dans les os, et qui ne peut être enlevée par ce mode de pré-

paration quelqu'ingénieux qu'il soit. La seule manière d'obtenir, sans qu'il reste à cet égard aucune incertitude, un acide phosphorique pur, paraît être celle de le convertir d'abord en phosphore par la distillation de la poudre d'os calcinés avec du charbon, et de transformer alors de nouveau le phosphore en acide par une combustion rapide, soit dans l'oxigène, soit dans l'air atmosphérique, ou par quelqu'autre procédé équivalent.

Le phosphore peut aussi être mis à l'état d'acide en le traitant avec de l'acide nitrique. Après avoir rempli à moitié d'acide nitrique une cornue tubulée, bouchée avec un bouchon usé à l'émeri, et y avoir appliqué une douce chaleur, on y introduit, par la tubulure, un petit morceau de phosphore, qui se dissoudra avec effervescence et dégagement abondant de gaz nitreux. On continue à ajouter ainsi du phosphore jusqu'à ce que le dernier morceau mis dans la cornue y reste sans être dissous. Le feu étant alors augmenté à l'effet de chasser le surplus de l'acide nitrique, on trouvera dans la cornue l'acide phosphorique, en partie à l'état solide, et en partie sous forme liquide.

L'acide sulfurique produit à-peu-près le même effet que l'acide nitrique, et avec dégagement d'une grande quantité d'acide sulfureux; mais comme il faut avoir recours à une chaleur plus forte pour chasser les dernières portions de cet acide, il est d'un emploi moins convenable pour remplir l'objet qu'on a en vue. Le chlore liquide acidifie également le phosphore.

Lorsqu'on brûle du phosphore à une forte chaleur qui suffise pour l'enflammer rapidement, il est presque parfaitement converti en acide sec, dont une portion est chassée par la force de la combustion, et le surplus reste sur le support où l'inflammation a lieu.

On a aussi converti le phosphore en acide, par l'application directe de gaz oxigène, en faisant traverser par ce gaz, de l'eau chaude dans laquelle du phosphore a été liquéfié ou fondu.

Les caractères généraux de l'acide phosphorique sont : 1.° d'être soluble dans l'eau en toutes proportions, donnant ainsi une pesanteur spécifique qui augmente en raison de la quantité d'acide, mais qui n'excède jamais 2,687, qui est celle de l'acide glacial; 2.° de produire de la chaleur, quoique peu considérable, par son mélange avec l'eau; 3.° d'être inodore à l'état de pureté, et d'avoir une saveur aigre mais non corrosive; 4.° de se sublimer étant parfaitement sec en vaisseaux clos, mais perdant cette propriété par une addition d'eau : circonstance qui le fait différer grandement de l'acide boracique, fixe étant sec, mais auquel l'eau sert de véhicule pour s'élever; 5.° d'être entraîné en petite portion avec la vapeur aqueuse, lorsqu'étant étendu d'une très-grande quantité d'eau, on évapore la liqueur; 6.° d'être transformé en phosphore par la perte de son oxigène, par une forte chaleur, ou, lorsqu'on le traite avec du charbon ou une matière inflammable.

L'acide phosphorique cristallise difficilement.

Quoique cet acide soit à-peine corrosif, cependant dans son état de concentration, il agit sur les huiles, qu'il décolore et finit par noircir, avec production de chaleur, et en exhalant une odeur qui ressemble à celle de l'éther, et de l'huile de térébenthine; mais il ne forme point de véritable savon acide. Les huiles essentielles sont celles qu'il attaque avec le plus d'énergie; son action est moindre sur les huiles siccatives, et c'est sur les huiles grasses qu'il agit le plus faiblement. L'acide phosphorique exerce peu d'action sur l'alcool. Leur mélange occasionne de la chaleur, et le produit qui passe à la distillation de ce mélange est fortement acide, d'une odeur piquante arsénicale, inflammable avec fumée, miscible à l'eau en toutes proportions, précipitant l'argent et le mercure de leurs dissolutions, mais ne précipitant pas l'or. Et quoique ce produit ne soit pas un éther, il semble néanmoins se rapprocher de cette sorte de combinaison.

M. Berzelius infère des synthèses des phosphates de soude,

de baryte et de plomb, que le nombre équivalent de l'acide phosphorique, doit être de 4,5; mais les expériences de ce savant sur la synthèse de l'acide lui-même font voir que c'est un composé de 100 phosphore + 133 oxigène, ou do 2 oxigène + 1,5 phosphore = 3,5 pour le nombre équivalent de l'acide. La synthèse par Lavoisier, donna 2 oxigène + 1,33 phosphore. Tel fut aussi le résultat de celle qu'opéra sir H. Davy par combustion rapide dans le gaz oxigène, résultat publié dans les *Transactions philosophiques* pour 1812. Le docteur Thomson, dans son Exposé des perfectionnemens qui ont eu lieu dans la science physique, exposé inséré dans ses *Annales* pour janvier 1817, s'exprime ainsi : « Il résulte clairement de ces synthèses (de M. Berzélius) que le nombre équivalent pour l'acide phosphorique est 4,5 ». M. Dulong, dans un mémoire important, publié dans le troisième volume des *Mémoires de la Société d'Arcueil*, donne comme le résultat d'expériences variées, les proportions do 100 de phosphore et 123 d'oxigène, ou de 2 oxigène + 1,627 phosphore = 3,627 pour l'acide équivalent.

Suivant le docteur Thomson, *Annals of Phylosophy*, avril 1816, page 305, la composition de l'acide phosphorique est de

Phosphore.	100
Oxigène.	123,46.

Pour vérifier son résultat, ce savant eut recours au phosphate de plomb, qui est un composé de 2 atômes acide phosphorique + 1 atôme oxide jaune de plomb. Il donne trois analyses de ce sel, l'une faite par le docteur Wollaston, l'autre par M. Berzelius, et la troisième par lui-même.

Ces analyses sont ainsi qu'il suit :

	Acide.	Base.
Par le docteur Wollaston.	100 +	370,72
Par M. Berzelius.	100 +	380,56
Par M. Thomson.	100 +	398,49
Terme moyen.	100 +	383,26

Ce terme moyen, qui s'accorde presque avec l'analyse de M. Berzelius, M. Thomson le considère comme présentant la véritable composition du phosphate de plomb, d'où il suit, que le poids d'un atôme d'acide phosphorique est 3,649. Mais après avoir comparé les résultats par différentes méthodes, il ajoute, page 306 : « Ceci nous donne 1,634 pour le poids d'un atôme de phosphore, 2,634 pour le poids d'un atôme d'acide phosphoreux, et 3,634 pour le poids d'un atôme d'acide phosphorique.

Cependant, en présentant, dans le mois de janvier suivant, un exposé de la science physique pour la même année 1816, M. Thomson, dit : « Il est bien clair, d'après ces analyses (de M. Berzelius, qu'il signale ici à juste titre comme un des chimistes les plus exacts de nos jours), que le nombre équivalent pour l'acide phosphorique est 4,5 ». Depuis, dans la cinquième édition de son Système de Chimie, publiée en 1817, M. Thomson détermine, d'après une grande réunion d'expériences, l'équivalent du phosphore à 1,5, et celui de l'acide phosphorique à 4,5; enfin en mars 1820, sans donner aucune explication de ce qui lui a fait abandonner le nombre 3,634 pour adopter le nombre 4,5, il se borne à faire observer que, d'après une suite d'expériences qu'il publia il y a quelques années, la constitution de ces deux acides lui semble être démontrée d'une manière satisfaisante. Et immédiatement après il établit à 3,5 le nombre pour l'acide phosphorique.

Pour obtenir quelque chose de fixe dans toutes ces perplexités, il faut avoir recours au mémoire clair et décisif de sir H. Davy, lu à la Société royale de Londres, le 9 avril 1818. Il inventa avec la sagacité qu'on lui connaît, un nouveau moyen de recherches, qui peut faire disparaître et prévenir toute cause d'erreur. Il brûla la vapeur de phosphore à mesure qu'elle sortait d'un petit tube, contenu dans une cornue remplie de gaz oxigène. Il détermina, par ce procédé, la composition de l'acide phosphorique à 100 de

phosphore + 134,5 d'oxigène; d'où résulte pour son nombre équivalent 3,500. Il fit voir alors que l'acide phosphoreux se compose de 1 oxigène + 1,500 phosphore = 2,500. Nous considérerons donc, d'après la détermination de sir H. Davy, le nombre 3,500 comme étant le nombre équivalent de l'acide phosphorique.

On voit, à-la-vérité, dans un mémoire du docteur Thomson sur l'hydrogène phosphoré, publié (*Annals of philosophy* 1816), que ce chimiste avait déterminé l'atôme de phosphore à 1,5, et celui de l'acide phosphorique à 3,634; mais il renonça depuis à cette détermination d'atômes.

Dans son mémoire sur l'acide phosphorique et les phosphates, dont le docteur Thomson fit lecture à la Société royale, et qui fut inséré (*Annals of Philosophy*), avril 1816, il fait l'équivalent de l'acide = 3,634. Dans le même Journal pour le mois d'août 1816, les expériences sur l'hydrogène phosphoré donnent 3,5 pour ce nombre équivalent; dans l'histoire des perfectionnemens, en 1816, insérée dans le numéro du Journal de janvier 1817, M. Thomson donne 4,5 pour le nombre équivalent; et par une renonciation explicite au nombre 3,5, il confirme, dans son édition du système de chimie d'octobre 1817, d'après des faits et des raisonnemens multipliés, le nombre 4,5; et enfin, après que par les expériences de sir H. Davy, qui furent publiées en 1818, il fut démontré que 3,500 est le véritable nombre, le docteur Thomson revient à ce nombre 3,5, et pour établir son droit à la priorité, il s'en réfère simplement à son premier mémoire sur l'hydrogène phosphoré.

ACIDE PHOSPHOREUX. Cet acide fut découvert en 1812 par sir H. Davy. Lorsqu'on fait agir entre eux du phosphore et du sublimé corrosif, à une température élevée, il se produit un liquide auquel on a donné le nom de protochlorure de phosphore. En ajoutant de l'eau à ce liquide,

il se résout en acides muriatique et phosphoreux. Il suffit d'une chaleur médiocre pour chasser le premier de ces acides, et l'autre reste accompagnant l'eau. L'acide phosphoreux a une saveur très-acide; il rougit les couleurs bleues végétales, et neutralise les bases. Lorsqu'on le soumet à l'action d'une forte chaleur à vaisseaux ouverts, il s'enflamme; il y a dégagement abondant d'hydrogène phosphoré, et le résidu est de l'acide phosphorique. Dix parties de cet acide chauffées dans des vaisseaux fermés donnent une partie et demie de phosphore bihydrogéné, et laissent huit parties et demie d'acide phosphorique; d'où il suit, que l'acide liquide consiste dans 80,7 acide + 19,3 eau. Son nombre équivalent est 2,5.

ACIDE HYPOPHOSPHOREUX. Cet acide a été dernièrement découvert par M. Dulong. Après avoir versé de l'eau sur le phosphure de baryte, et attendu que tout l'hydrogène phosphoré se soit dégagé, on ajoute avec précaution à la liqueur filtrée de l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce que la baryte ait été précipitée en totalité, à l'état de sulfate de cette terre. Le liquide surnageant est, après avoir été filtré, de l'acide hypophosphoreux. On peut concentrer ce liquide par évaporation jusqu'à ce qu'il soit devenu visqueux. Sa saveur est très-acide; il rougit les couleurs bleues végétales, mais il n'est pas susceptible de cristalliser. Il est probablement formé de 2 atômes de phosphore = 3 + 1 atôme oxigène. L'analyse de M. Dulong se rapproche de cette proportion. Il assigne, mais d'après un raisonnement hypothétique sur la nature de cet acide, 100 de phosphore à 37,44 d'oxigène. Les hypophosphites ont la propriété remarquable d'être tous solubles dans l'eau, tandis que la plupart des phosphates et des phosphites ne sont pas susceptibles de se dissoudre dans ce liquide.

M. Thénard réussit à oxigéner l'acide phosphorique par le même procédé, au moyen duquel il était parvenu à oxi-

géner les acides nitrique et muriatique; ainsi qu'il en a été déjà fait mention en traitant de ces acides.

Quant aux phosphates et aux phosphites, il y a, dans ce qui a été le plus récemment publié, relativement à leur composition, des discordances telles, qu'il paraît convenable de suspendre tout jugement sur ce sujet; et en effet, dans son dernier mémoire sur quelques-unes des combinaisons du phosphore, sir K. Davy fait, avec la plus juste raison, observer que de nouvelles recherches sont indispensables pour expliquer les anomalies que présentent les phosphates.

L'acide phosphorique s'unit à la baryte, et il en résulte, sous la forme d'une poudre blanche pesante, un sel insoluble, susceptible de se fondre, à une température élevée, en un émail gris. Le meilleur mode de préparation de ce sulfate consiste à ajouter un phosphate alcalin au nitrate ou muriate de baryte.

Le phosphate de strontiane diffère de celui qui précède, en ce qu'il est soluble dans un excès de son acide.

Le phosphate de chaux est très-abondamment répandu dans la nature. On le trouve, sous forme pulvérulente, à Marmarosch, en Hongrie, à l'état de mélange avec du fluate de chaux. Il existe, dans la province d'Estramadure, en Espagne, en si grosses masses, que des murs d'enclos et même de maisons, sont bâtis avec cette espèce de pierre; et souvent elle est cristallisée comme dans l'apatite de Werner, présentant alors des teintes différentes de gris, de brun, de pourpre, de bleu, d'olive et de vert. Dans cet état, avec nuance verte, on l'a souvent confondue avec la chrysolite, et quelquefois avec le béril et l'aigue-marine, de même qu'avec la pierre appelée le béril saxon. Ce phosphate constitue également la partie principale des os de tous les animaux.

Le phosphate de chaux se fond très-difficilement; mais dans un fourneau de verrerie, il se ramollit, et acquiert la demi-transparence et le grain de porcelaine. Ce phosphore est insoluble dans l'eau; mais ayant été calciné, il forme avec

ce liquide une espèce de pâte, état dans lequel on le met pour en fabriquer des coupelles. Outre l'usage qui s'en fait ainsi, on l'emploie pour polir les gemmes et les métaux, pour enlever, en l'absorbant, la graisse de dessus le drap, la toile ou le papier, et pour préparer le phosphore. L'usage de ce sel en médecine, a été fortement recommandé par le docteur Bonhomme, d'Avignon, pour être administré, soit seul, soit à l'état de combinaison avec du phosphate de soude, comme remède dans les cas de rachitis. *La corne de cerf brulée* du commerce est un phosphate de chaux.

On peut faire cristalliser en petits filamens soyeux ou écailles brillantes se réunissant en une sorte de consistance de miel, un phosphate acide de chaux qui se trouve dans l'urine de l'homme, et ayant une saveur sensiblement acide. Le phosphate acidule de chaux peut s'obtenir en décomposant partiellement le phosphate calcaire des os au moyen des acides sulfurique, nitrique ou muriatique, ou en faisant dissoudre ce phosphate dans l'acide phosphorique. Il est soluble dans l'eau, et cristallisable. Exposé à l'action de la chaleur, il se ramollit, se liquéfie, se boursoufle, se dessèche, et peut être fondu en un verre transparent, qui est insipide, insoluble, inaltérable à l'air, et différant, par ces caractères, de l'acide glacial du phosphore. Il peut être décomposé en partie par le charbon, de manière à fournir du phosphore.

Le phosphate de potasse est très-déliquescent. Il ne cristallise pas, mais il se condense en une espèce de gelée. Ainsi que le phosphate précédent, il éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle, se dessèche, et peut être fondu en verre, mais ce verre est déliquescent. Il a une saveur salée douceâtre.

Le phosphate de soude fut reconnu, pour la première fois, par Schockwitz, à l'état de combinaison avec l'ammoniaque dans l'urine, et il fut appelé *sel fusible* ou *microcosmique.* Margraff l'obtint isolé, en lessivant le résidu que laisse la préparation du phosphore au moyen de ce sel triple et du

charbon. Haupt, qui établit le premier la distinction entre les deux phosphates de potasse et de soude, donne à ce dernier le nom de *sal mirabile perlatum*. Rouelle le considéra, avec juste raison, comme étant un composé de soude et d'acide phosphorique. Suivant Bergman, ce phosphate, ou plutôt le phosphate acidule, était un acide particulier, auquel il donne le nom d'*acide perlé*. Guyton-Morveau jugea de même que c'était un acide, mais qu'il distingua par la dénomination d'acide *ourétique*. Enfin, Klaproth s'assura que la nature réelle de ce phosphate était celle que Rouelle lui avait assignée.

On prépare ordinairement aujourd'hui le phosphate de soude, en ajoutant à du phosphate acidule de chaux autant de carbonate de soude en dissolution, qu'il en faut pour saturer complètement l'acide. Le carbonate de chaux qui se précipite étant séparé par le filtre, on évapore doucement le liquide, jusqu'à ce que le phosphate de soude cristallise; mais si l'alcali n'est pas en léger excès, les cristaux ne seront ni gros ni réguliers. M. Funcke de Lintz recommande, comme moyen plus économique et expéditif, de saturer l'excès de chaux dans la calcination des os avec de l'acide sulfurique étendu, et de dissoudre dans l'acide nitrique le phosphate de chaux qui reste. Il ajoute à cette dissolution une quantité égale de sulfate de soude; et retire l'acide nitrique par distillation. Il sépare alors le phosphate de soude du sulfate de chaux par décantation et cristallisation comme à l'ordinaire. Les cristaux en prismes rhomboïdaux de formes différentes sont efflorescens, solubles dans trois parties d'eau froide et une partie et demie de ce liquide chaud. Ils peuvent être fondus en un verre blanc opaque, qu'on peut redissoudre pour faire cristalliser de nouveau la dissolution. On peut transformer le phosphate de soude en phosphate acidule par une addition d'acide phosphorique, ou au moyen de l'un ou de l'autre des acides forts, qui le décomposent en partie, mais non totalement. Comme la saveur de ce phosphate

n'est que salée, sans avoir rien de désagréable, on en fait beaucoup usage comme purgatif, principalement avec le bouillon, dans lequel on ne peut le distinguer du sel ordinaire. C'est au docteur Pearson qu'est due cette addition satisfaisante à nos préparations pharmaceutiques. Ce phosphate est d'une grande utilité dans les essais au chalumeau, et il a été snbstitué au borax pour la soudure.

Le phosphate d'ammoniaque cristallise en prismes à quatre pans régnliers, se terminant en pyramides, et quelquefois il est en faisceaux de petites aiguilles. Sa saveur est fraîche, salée, piquante et urineuse. Au feu, il se comporte comme les espèces précédentes, si ce n'est que, par continuation de la chaleur, sa base est chassée en totalité, l'acide seul restant. Il n'est qu'un peu plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, qui en prend le quart de son poids. Ce phosphate existe assez abondamment dans l'urine humaine, particulièrement après qu'elle est devenue putride. C'est un excellent flux, et pour les essais, et pour le chalumeau, ainsi que dans la fabrication des verres colorés et des gemmes artificielles.

Le phosphate de magnésie cristallise en prismes hexaèdres irréguliers, obliquement tronqués; mais ponr l'ordinaire il est sous forme pulvérulente, à raison de la propriété qu'il a de s'effleurir très-promptement. Sa saveur est fraîche et douceâtre, et il exige cinq parties d'eau pour se dissoudre dans ce liquide. Ce phosphate existe aussi dans l'urine. Fourcroy et M. Vauquelin l'ont également découvert en petite quantité dans les os de divers animaux, quoiqu'ils ne l'aient pas trouvé dans ceux de l'homme. La meilleure manière de le préparer consiste à mêler ensemble, à parties égales, des dissolutions de phosphate de soude et de sulfate de magnésie; et en laissant pendant quelque temps ce mélange en repos, le phosphate de magnésie y cristallisera, et le sulfate de soude restera en dissolution.

Fourcroy, et depuis Bartholdi, ont trouvé un phosphate ammoniaco-magnésien dans un calcul intestinal d'un cheval;

et ce phosphate a été également découvert par Fourcroy, dans des calculs urinaires humains. Malgré la solubilité du phosphate d'ammoniaque, ce sel triple est de beaucoup moins soluble que le phosphate de magnésie. Il peut être décomposé en partie en phosphore par le charbon, en conséquence de son ammoniaque.

Le phosphate de glucine a été examiné par M. Vauquelin, par qui nous avons appris qu'il est sous la forme d'une poudre blanche ou d'une masse mucilagineuse, sans aucune saveur sensible. Ce sel est fusible, mais la chaleur ne peut le décomposer. Il est inaltérable à l'air, et insoluble, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide.

Il a été observé que l'acide phosphorique, aidé de la chaleur, agit sur la silice; et l'on peut ajouter que la combinaison de cet acide, à l'état d'un phosphate siliceux, entre dans la composition d'un grand nombre de gemmes artificielles.

ACIDE PRUSSIQUE. La combinaison de cet acide avec le fer était connue, et l'on en faisait depuis long-temps usage dans la peinture, sous le nom de bleu de Prusse, avant que la nature de ce composé eût été déterminée et bien comprise. Macquer trouva le premier, que les alcalis pouvaient décomposer le bleu de Prusse, en séparant le fer du principe avec lequel il était combiné dans ce corps; principe qu'il supposait être le phlogistique. En conséquence, on appela pendant long-temps le prussiate de potasse, *alcali déphlogistiqué*. Cependant Bergman, considérant sous un point-de-vue plus scientifique les propriétés de ce composé, le rangea parmi les acides; et dès 1772, M. Sage annonça que cet acide animal, ainsi qu'il l'appelait, formait avec les alcalis, des sels neutres, savoir : celui avec potasse, se présentant en cristaux de figure octaèdre, et la combinaison avec soude, en lames rhomboïdales ou hexagones. Vers le même temps environ. Schéele entreprit une suite d'expériences intéressantes, non-seulement pour obtenir l'acide isolé, ce à quoi il parvint,

mais encore pour en reconnaître les principes constituans, qu'il trouva être l'ammoniaque et le carbone; et M. Berthollet y ajouta ensuite que sa base triple consiste en hydrogène et azote dans les proportions à-peu-près, si ce n'est précisément les mêmes, que celles qui produisent l'ammoniaque, et dans du carbone. M. Berthollet ne put découvrir d'oxigène dans aucune de ses expériences ayant pour objet de décomposer cet acide.

Voici en quoi consiste la méthode de Schéele. On fait bouillir dans 360 grammes d'eau un mélange de 120 grammes de bleu de Prusse, et de 60 grammes d'oxide rouge de mercure préparé au moyen de l'acide nitrique. On maintient l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur soit devenue en totalité incolore, et l'on y ajoute alors, après l'avoir filtrée, 30 gram. de limaille de fer net, et de 25 à 28 grammes d'acide sulfurique. En faisant passer à la distillation environ le quart de cette liqueur, elle sera de l'acide prussique, qu'il peut être convenable de rectifier, en le distillant de nouveau avec du carbonate de chaux pour le rendre pur, en le débarrassant ainsi d'une portion d'acide sulfurique qui peut l'accompagner.

L'acide prussique a une forte odeur de fleurs de pêcher ou d'amandes amères. Sa saveur, douceâtre d'abord, devient âcre, chaude, et excite la toux. Cet acide a une grande tendance à prendre la forme gazeuse. On l'a décomposé à une température élevée, et par le contact avec la lumière, en acide carbonique, ammoniaque et hydrogène carboné. Cet acide ne neutralise pas complètement les alcalis, et il est déplacé, même par l'acide carbonique. Il n'a pas d'action sur les métaux, mais il s'unit à leurs oxides, donnant ainsi naissance à des sels, pour la plupart insolubles. Il se forme également en sels triples par son union avec ces oxides et les alcalis. L'acide muriatique oxigéné le décompose.

L'odeur particulière de l'acide prussique ne pouvait guère manquer de faire naître l'idée de son affinité avec le principe délétère, qui passe à la distillation des feuilles du laurier cerise,

des noyaux amers des fruits, et quelques autres productions végétales; et M. Schrader, de Berlin, a reconnu comme fait, que ces substances végétales contiennent un principe capable de former un précipité bleu avec le fer, et qui, avec la chaux, fournit, pour reconnaître la présence du fer, un réactif égal au prussiate de cette terre. Le docteur Bucholz, de Weimar, et M. Roloff, de Magdebourg, confirmèrent ce fait. Il paraît qu'il passe de l'acide prussique dans l'huile distillée.

Les dernières recherches de MM. Vauquelin et Gay-Lussac, en France, et de M. Porret, en Angleterre, sur l'acide prussique et ses combinaisons, ont eu pour heureux résultat de répandre un grand jour sur cette partie de la science restée pendant si long-temps obscure.

Après avoir délayé dans de l'eau bouillante une certaine quantité de bleu de Prusse en poudre, on y ajoute de l'oxide rouge de mercure par portions successives, jusqu'à ce que la couleur bleue soit détruite. La liqueur étant alors filtrée, on la concentre par évaporation jusqu'à pellicule. Il s'y formera, par refroidissement, des cristaux de prussiate, ou cyanure de mercure. Ces cristaux étant desséchés, on les introduit dans une petite cornue de verre tubulée, au bec de laquelle est adapté un tube horisontal d'environ six décimètres de longueur, et un centimètre et demi de diamètre intérieur. Le premier tiers du tube, tenant au bec de la cornue, est rempli de petits morceaux de marbre blanc, et les deux autres tiers contiennent également des petits morceaux de muriate de chaux fondu, ou chlorure de calcium. A l'extrémité de ce tube est adapté un petit récipient, qu'il faut tenir entouré d'un mélange frigorifique ou de glace. Versez alors sur les cristaux, de l'acide muriatique en quantité inférieure à celle qui serait suffisante pour saturer l'oxide de mercure dont ils sont formés; chauffez ensuite doucement la cornue; l'acide prussique, que M. Gay-Lussac a nommé acide hydrocyanique, élevé en vapeur, se condensera dans le tube. S'il passait avec la vapeur d'acide prussique de l'acide

muriatique, cet acide serait attiré et retenu par le marbre; tandis que l'eau qui aurait pu être mêlée avec la vapeur prussique, serait absorbée et condensée par le muriate de chaux. On peut, au moyen d'une chaleur modérée, faire parcourir successivement à l'acide prussique toute la longueur du tube; et après l'avoir laissé pendant quelque temps en contact avec le muriate de chaux, le faire passer enfin dans le récipient. Comme l'acide carbonique, dégagé du marbre par l'acide muriatique, pourrait entraîner avec lui de l'acide prussique, il faut avoir soin de conduire la chaleur, de manière à éviter la distillation de cet acide minéral.

L'acide prussique, ainsi préparé, a les propriétés suivantes. C'est un liquide incolore, très-odorant; et sa vapeur, si on la respire sans précaution, peut produire le mal-aise ou la défaillance; sa saveur, fraîche d'abord, puis brûlante, asthénique à un haut degré, étant un véritable poison. Sa pesanteur spécifique, à 7 degrés centigrades, est de 0,7058; à 18°, elle est de 0,6969. Il bout à 26,5 degrés centigrades, et se congèle à environ — 16 degrés. Il cristallise alors régulièrement, et affecte quelquefois la forme fibreuse du nitrate d'ammoniaque. Le froid qu'il produit en se réduisant en vapeur, même dans un air dont la température est de 20° centigrades, suffit pour le congéler. Ce phénomène se produit aisément, en en mettant une goutte à l'extrémité d'une petite bande de papier ou d'un tube de verre. Cet acide, quoique rectifié plusieurs fois sur du marbre en poudre, conserve la propriété de rougir faiblement le papier bleu de tournesol. La couleur rouge disparaît à mesure que l'acide s'évapore.

La pesanteur spécifique de sa vapeur, comparée à celle de l'air, est de 0,9476. Par le calcul, d'après ses élémens, cette densité est réellement de 0,9360, qui ne diffère que d'environ un centième de la précédente. Cette faible densité de l'acide prussique, comparée à la grande volatilité de l'acide, fournit une nouvelle preuve, que la densité des va-

peurs ne dépend point du degré d'ébullition des liquides qui les fournissent, mais de leur constitution particulière.

M. Gay-Lussac fit l'analyse de l'acide prussique, en introduisant de sa vapeur à la température d'environ 30 degrés centigrades, dans un flacon rempli aux deux tiers de gaz oxigène sur un bain de mercure. Lorsque la température du mercure fut réduite à celle de l'air ambiant, il prit un volume déterminé du mélange gazeux, qu'il lava avec une dissolution de potasse, au moyen de laquelle l'acide fut absorbé, laissant l'oxigène. Après avoir comparé par l'inspection, le résidu à l'absorption qui avait eu lieu, il pouvait employer le mélange gazeux, sans craindre que l'acide prussique ne se condensât, pourvu que la température ne fût pas trop basse. Mais pendant les expériences de M. Gay-Lussac, elle ne fut jamais au-dessous de 22 degrés centigrades. Il introduisit alors un volume connu du mélange gazeux dans un eudiomètre de Volta, dont toutes les armures sont en platine, et il y fit passer l'étincelle électrique. L'inflammation est vive et d'un blanc bleuâtre; on voit une vapeur prussique blanche qui l'accompagne, et il y a diminution de volume, ce qui se reconnaît en mesurant le résidu dans un tube gradué. Ce résidu, lavé avec une dissolution de potasse, éprouva une diminution nouvelle, due à l'absorption de l'acide carbonique qui s'est formé. Enfin le gaz, que l'alcali n'a point absorbé, fut analysé sur l'eau par l'hydrogène, et l'on reconnut que c'était un mélange d'azote et d'oxigène, parce que ce dernier gaz avait été employé en excès.

Les résultats suivans sont ceux qui se rapportent à la vapeur prussique :

Vapeur.	100
Diminution après l'inflammation. .	78,5
Gaz acide carbonique produit. . .	101,0
Azote.	46,0
Hydrogène.	55.0

Pendant l'inflammation de l'acide prussique, il disparaît un volume d'oxigène, égal à une fois et un quart celui de la vapeur employée. L'acide carbonique produit en représente un volume, et l'autre quart est supposé employé à produire de l'eau; car on ne peut douter que l'hydrogène entre dans la composition de l'acide prussique. En partant de la loi des proportions chimiques, M. Gay-Lussac conclut que la vapeur prussique contient justement assez de carbone pour former un volume d'acide carbonique égal au sien, ou qu'elle contient ainsi, un volume de carbone, un demi-volume d'azote, et un demi-volume d'hydrogène. Ce résultat est évident pour le carbone; et si au-lieu de 50 pour l'hydrogène et l'azote, nombre qui s'accorde avec la supposition, M. Gay-Lussac obtint ceux de 55 pour le premier et 46 pour le second, il attribue la différence à ce qu'il a disparu une portion d'azote, qui s'est combiné avec l'oxigène pour former l'acide nitrique.

La densité du gaz acide carbonique étant, suivant M. Gay-Lussac, 1,5196, et celle de l'oxigène de 1,1036, la densité de la vapeur de carbone est 1,5196 — 1,036 = 0,4160, d'où s'ensuit :

1 volume de carbone. . .	= 0,4160
½ volume d'hydrogène. .	= 0,0366
½ volume d'azote.	= 0,4845
Somme. . .	0,9371

Ainsi, d'après l'analyse, la densité de la vapeur prussique est = 0,9371, et l'expérience directe la donna de 0,9476. On peut donc conclure de cette coïncidence rapprochée, que la vapeur prussique renferme un volume de vapeur de carbone, un demi-volume d'azote, et un demi-volume d'hydrogène condensés en un seul volume, et qu'il n'entre aucun autre principe dans la composition de cette vapeur.

M. Gay-Lussac confirma la détermination ci-dessus de la composition de la vapeur prussique par l'analyse de

l'acide. Il fit passer de la vapeur prussique dans un tube de porcelaine, à une température rouge, sur du fil-de-fer très-fin, roulé en forme de cylindre, moyen qui facilite la décomposition de cette vapeur, ainsi que cela a lieu à l'égard du gaz ammoniacal; et il ne découvrit pas de trace d'oxigène dans l'acide prussique. M. Gay-Lussac ayant fait de nouveau passer de la vapeur prussique dans un tube de porcelaine, à une température rouge, sur du peroxide de cuivre, les gaz qui se dégagèrent étaient un mélange de 2 parties de gaz acide carbonique, et de 1 partie de gaz azote; d'où il suit évidemment que l'acide prussique est composé de

1 volume de vapeur de carbone.
$\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène.
$\frac{1}{2}$ volume d'azote.

Condensés dans un seul volume, ou en poids de

Carbone.	44,39
Azote.	51,71
Hydrogène.	3,90
	100,00

Cet acide comparé aux autres produits animaux, s'en distingue par la grande quantité d'azote qu'il renferme, par moins d'hydrogène, et surtout par l'absence de l'oxigène.

En conservant cet acide dans des vases bien fermés, même sans qu'il ait le contact de l'air, il se décompose quelquefois en moins d'une heure. Il a été gardé par occasion quinze jours, sans altération; mais il est assez rare de le pouvoir conserver un plus long espace de temps, sans qu'il donne des signes de décomposition. Il commence par prendre une couleur d'un brun rougeâtre, qui se fonce de plus en plus, et il dépose peu-à-peu une masse charbonneuse considérable, qui colore fortement l'eau et les acides, et qui exhale une odeur très-vive d'ammoniaque. Si le flacon qui contient l'a-

cide ne ferme pas hermétiquement, il ne reste qu'une masse charbonneuse sèche, qui ne colore plus l'eau. Ainsi, il s'est formé un prussiate d'ammoniaque, aux dépens d'une partie de l'acide, et un azoture de carbone. Lorsqu'on chauffe du potassium dans la vapeur prussique mêlée avec de l'hydrogène ou de l'azote, il y a absorption sans inflammation, et le métal est converti en une substance spongieuse grise, qui se fond et prend une couleur jaunâtre. En supposant que la quantité de potassium dont on fait emploi, soit capable de dégager de l'eau un volume d'hydrogène égal à 50 parties, on trouvera après l'action du potassium, 1.° que le mélange gazeux a éprouvé une diminution de volume, s'élevant à 50 parties; 2.° qu'en traitant ce mélange par la potasse, et analysant le résidu par l'oxigène, il s'est produit 50 parties d'hydrogène; 3.° et que, par conséquent, le potassium a absorbé 100 parties de vapeur prussique. Car il y a eu diminution de volume de 50 parties, et elle aurait dû être évidemment du double, s'il ne se fût dégagé 50 parties d'hydrogène.

La matière jaunâtre est le prussiate simple de potasse, proprement dit, un prussiure de potassium, analogue dans sa formation au chlorure et à l'iodure qui résultent de l'action sur le potassium, des gaz muriatique et hydriodique.

La base de l'acide prussique ainsi dépouillée de son principe acidifiant, l'hydrogène, devrait être distinguée, conformément à la même analogie chimique, par le nom de *prusse*. M. Gay-Lussac le désigne par celui de *cyanogène*, parce que c'est le principe qui engendre le bleu, ou littéralement le faisant bleu.

L'acide prussique contient aussi, comme les acides muriatique et hydriodique, la moitié de son volume d'hydrogène. La seule différence est que, dans l'état actuel de nos connaissances, les acides muriatique et hydriodique ont des radicaux simples, le chlore et l'iode; tandis que le radical de l'acide prussique est un composé consistant dans un vo-

lume de vapeur de carbone et un demi-volume d'azote. Ce radical forme avec les métaux de véritables prussiures.

Si l'on objecte au terme cyanogène qu'il a quelque rapport de consonuance avec l'oxigène, ce que n'offrent pas les dénominations de chlore et d'iode, il doit en être ainsi du terme hydrocyanique, qui semble impliquer l'idée qu'il contient de l'eau. Nous disons ainsi hydronitrique, hydromuriatique et hydrophosphorique, pour dénoter les composés aqueux des acides nitrique, muriatique et phosphorique. Cependant comme le mérite éminent de M. Gay-Lussac commande très-généralement, parmi les chimistes, la condescendance pour sa nomenclature, nous employerons indifféremment les expressions acide prussique et acide hydrocyanique, ainsi qu'on l'a fait pendant long-temps à l'égard des mots nitrogène et azote.

La dissolution dans l'eau du prussiure, ou cyanure de potassium, est très-alcaline, lors même que l'on aurait employé à sa formation un grand excès de vapeur hydrocyanique, relativement à la quantité que le potassium peut en absorber. Sous ce rapport, le cyanure de potassium diffère des chlorure et iodure de ce métal, qui sont parfaitement neutres. Connaissant la composition de l'acide prussique, et sachant que le potassium en sépare autant d'hydrogène que de l'eau, il est facile de trouver le nombre proportionnel qui représente la capacité de cet acide; il faut pour cela prendre une quantité d'acide prussique telle, que son hydrogène puisse saturer 10 d'oxigène : on trouvera ainsi pour le nombre proportionnel, ou l'équivalent de cet acide 33,846; et en retranchant de ce nombre le poids de l'hydrogène, il restera 32,520, qui sera le nombre équivalent du cyanogène.

Mais si nous réduisons les nombres représentant les volumes aux poids des atômes adoptés dans ce dictionnaire, savoir : 0,75 pour le carbone, 0,125 pour l'hydrogène, et 1,75 pour l'azote, alors nous aurons le rapport des volumes légèrement modifié. Puisque le rapport fondamental

de combinaison de l'oxigène à l'hydrogène en volume est de $\frac{1}{2}$ à 1. Il faut multiplier l'atôme équivalent par la moitié de la pesanteur spécifique de l'oxigène, et l'on obtiendra les nombres suivans :

1 volume carbone. . = 0,75 × 0,5555 = 0,41663
$\frac{1}{2}$ volume hydrogène. = $\frac{0{,}125 \times 0{,}5555}{2}$ = 0,03471
$\frac{1}{2}$ volume azote. . . . = $\frac{1{,}7 \times 0{,}5555}{2}$ = 0,48610
Somme = 0,93744

Ou, comme il est évident par le calcul ci-dessus, on peut prendre 2 atômes de carbone, 1 atôme d'hydrogène et 1 atôme d'azote, qui, ajoutés directement ensemble, donneront les mêmes résultats, puisque ce changement se borne à supprimer le multiplicateur commun 0,5555; on aura ainsi :

2 atômes carbone. . . :	=	1,500
1 atôme hydrogène. . .	=	0,125
1 atôme azote.	=	1,750
		3,375

Ce qui ramené aux proportions pour cent, donne :

De carbone.	44,444
D'hydrogène.	3,737
D'azote.	51,818
	99,999

La baryte, la potasse et la soude se combinent avec le prusse ou cyanogène, formant des cyanures de ces oxides alcalins, analogues à ceux vulgairement appelés oxymuriates de chaux, de potasse et de soude. L'oxide rouge de mercure exerce à chaud, sur la vapeur hydrocyanique, une action si vive, que le composé qui devrait se former est détruit par la chaleur qui se dégage. Il en est de même lorsqu'on verse un peu d'acide hydrocyanique concentré sur l'oxide : il se

produit une grande élévation de température, qui donnerait lieu à une explosion dangereuse, si l'on opérait sur des quantités un peu considérables. Quand l'acide est délayé, l'oxide se dissout rapidement encore avec beaucoup de chaleur, et sans qu'il se dégage aucun gaz. On obtient, pour tout produit, la substance appelée autrefois prussiate de mercure; substance qui, étant humide, peut encore conserver ce nom, mais qui, étant sèche, est un cyanure du métal.

En mettant l'oxide en contact avec la vapeur hydrocyanique mêlangée d'hydrogène, sans élever la température, l'absorption totale de la vapeur a lieu en quelques minutes; le volume de l'hydrogène ne change pas. Lorsqu'une quantité considérable de vapeur a été ainsi absorbée, l'oxide adhère aux parois du tube; et par l'application de la chaleur, on obtient de l'eau. Ici, l'hydrogène de l'acide s'est uni à l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau; tandis que leurs deux radicaux se combinent. L'oxide rouge de mercure devient un excellent réactif pour découvrir la présence de l'acide hydrocyanique.

En soumettant le cyanure de mercure sec à l'action de la chaleur dans une cornue, on obtient le radical cyanogène ou prusse. (*Voyez* Cyanogène.)

En soumettant l'acide hydrocyanique ou prussique à l'action d'une batterie de vingt paires de plaques, il se dégage beaucoup d'hydrogène au pôle négatif, et il se produit, au pôle positif, du cyanogène, qui reste en dissolution dans l'acide. Ce composé pourrait être considéré comme étant un hypoprussique ou acide prusseux. Puisque la potasse sépare, au moyen de la chaleur, l'hydrogène de l'acide prussique, on voit qu'en exposant à une haute température un mélange de potasse et de matières animales, on obtient un véritable prussiure ou cyanure de potasse, autrefois appelé l'alcali prussien ou déphlogistiqué. Lorsque du cyanure de potassium est dissous dans l'eau, il se produit de l'hydrocyanate de potasse, qui est décomposé par les acides,

sans qu'il en résulte de l'ammoniaque et de l'acide carbonique; mais lorsque le cyanure de potasse se dissout dans l'eau, il n'éprouve pas de décomposition; et il ne donne de l'ammoniaque, de l'acide carbonique et de la vapeur hydrocyanique, qu'autant que l'on ajoute un acide. Ce sont là les caractères qui distinguent un cyanure métallique d'un cyanure d'oxide.

Il paraît, d'après les expériences de M. Magendie, que l'acide hydrocyanique pur est le plus violent de tous les poisons. Lorsqu'une baguette trempée dans cet acide est mise en contact avec la langue d'un animal, la mort s'ensuit avant que la baguette ait pu être retirée. Un oiseau, tenu pendant un moment au-dessus de l'ouverture d'un flacon contenant cet acide, périt immédiatement. On lit dans les Annales de Chimie du mois d'octobre 1814 : « M. B., professeur de chimie, oublie sur une table un flacon qui renfermait de l'alcool chargé d'acide prussique; la domestique, séduite par l'odeur agréable du liquide, en avale un petit verre. Au bout de deux minutes, elle tombe morte, comme si elle avait été frappée d'apoplexie. On ne fit pas l'ouverture du cadavre ».

M. Orfila rapporte que M. Scharinger, professeur à Vienne, ayant étendu sur son bras nu une certaine quantité d'acide prussique pur, et concentré, qu'il avait préparé six à sept mois auparavant, il en mourut peu de temps après.

Le docteur Magendie s'est cependant hasardé à introduire l'emploi en médecine de l'acide prussique. Il le reconnut avantageux dans les cas de phthisie et de catarrhes chroniques. Il prescrit d'administrer une partie d'acide prussique ou hydrocyanique pur de M. Gay-Lussac, avec huit parties et demie d'eau en poids. De ce mélange, que M. Magendie appelle acide hydrocyanique médicinal, il prend un gros (environ 4 grammes), à quoi il ajoute, eau distillée, une livre (environ 489 grammes), sucre pur, une once et demie (environ 46 gram.); et après avoir bien mêlé le tout ensem-

ble, il en fait prendre une cuillerée à bouche, matin et soir.

Nous sommes redevables au docteur Nimmo, de Glascow, du procédé ingénieux et soigné qui suit, de préparation de l'acide prussique pour son emploi comme médicament.

Après avoir fait dissoudre séparément, dans 120 grammes d'eau, environ 6,5 grammes de ferro-prussiate (prussiate ferrugineux) de potasse, et environ 5 grammes de protosulfate de fer, on mêle bien le tout ensemble. Le précipité du protoprussiate de fer (hydrocyanate de protoxide de fer), s'étant déposé, on décante la liqueur claire, et l'on verse de l'eau sur le dépôt pour en séparer complètement, par le lavage, le sulfate de potasse. Au protoprussiate de fer, mêlé avec 120 grammes d'eau pure, on ajoute environ 9 grammes du peroxide de mercure, et l'on fait bouillir le tout, jusqu'à ce que l'oxide soit dissous. Avec cette proportion de peroxide de mercure, le protoprussiate de fer est complètement décomposé. En maintenant le vaisseau un peu chaud, l'oxide de fer se déposera. On peut alors décanter la portion claire de la liqueur, et la faire passer à travers un filtre de papier, en ayant soin de tenir l'entonnoir couvert, de manière qu'il ne puisse s'y former de cristaux par refroidissement. On traite ensuite le résidu avec une plus grande quantité d'eau, et on remet le tout sur le filtre, en y versant de l'eau chaude, jusqu'à ce que tout ce que le résidu contenait de soluble ait été enlevé par le lavage. En faisant alors évaporer la liqueur, et l'abandonnant ensuite à elle-même dans un lieu frais, on en obtiendra environ 9 grammes de cristaux de prussiure, ou cyanure de mercure, en prismes quadrangulaires.

Le procédé suivant, au moyen duquel on peut éliminer l'acide hydrocyanique, est, je crois, nouveau.

Délayez dans 60 grammes d'eau 30 grammes de cyanure de mercure en poudre fine; ajoutez-y lentement, et peu-à-peu, une dissolution d'hydro-sulfure de baryte préparé par la décomposition de sulfate de baryte au moyen du charbon,

à la manière ordinaire. Prenez 30 grammes du sulfure de baryte; et après avoir fait bouillir ce sulfure avec 180 grammes d'eau, filtrez la liqueur aussi chaude que possible. Ajoutez-la, en petites portions, au cyanure de mercure, en agitant bien le tout, et en laissant le temps suffisant pour que le cyanure se dissolve, pendant que la décomposition s'opère entre ce cyanure et l'hydro-sulfure, à mesure qu'on en ajoute. On continue cette addition pendant tout aussi long-temps qu'il se produit un précipité de couleur sombre de sulfure de mercure, et même jusqu'à léger excès de l'hydro-sulfure. Après avoir jeté le tout sur un filtre, on l'y maintient chaud, jusqu'à ce que le liquide s'égoutte à travers. On ajoute alors de l'eau pour laver le sulfure de mercure, jusqu'à ce qu'il se soit filtré 240 grammes de la liqueur, et qu'elle soit devenue insipide. Versez dans cette liqueur, qui contient le prussiate de baryte avec un léger excès d'hydro-sulfure de cette terre, de l'acide sulfurique étendu de son poids égal d'eau, et laissez-la se refroidir aussi long-temps qu'il s'y forme un précipité de sulfate de baryte. On se débarrassera de l'excès d'hydrogène sulfuré par l'addition d'une portion suffisante de carbonate de plomb, et en agitant bien. On peut mettre alors le tout sur un filtre, qu'il faudra bien couvrir; le fluide qui passera, sera l'acide hydrocyanique de ce qui est appelé la force de preuve *médicale*.

Le docteur Nimmo juge le cyanure de mercure capable de dissoudre le peroxide de ce métal; d'où il suit, qu'il convient d'observer strictement les proportions ci-dessus, si l'on désire obtenir ce puissant médicament d'une force uniforme. Il conçoit donc que le ferro-prussiate de potasse pourrait être pris pour la base du calcul.

Schéele trouva que l'acide prussique n'occasionnait de précipités que dans les trois dissolutions métalliques suivantes : celles des nitrates d'argent et de mercure, et du carbonate d'argent. Le premier de ces précipités produits est blanc; le second, noir; le troisième, vert, passant au bleu.

Le docteur Thomson, dans le Journal *Annals of Philosophy*, mai 1820, rend compte de quelques précipités métalliques auxquels donne lieu une substance de nature cristalline qu'il obtint, par sublimation du bleu de Prusse, à une chaleur rouge; substance qu'il reconnaît être de l'hydrocyanate d'ammoniaque. Mais sa nature n'est nullement démontrée; et la différence entre ces précipités et ceux de Schéele est telle, qu'elle autorise le doute. L'acide prussique libre, par exemple, donne avec le nitrate de mercure un précipité noir; tandis que celui en cristaux du docteur Thomson en fournit un blanc. M. Vauquelin reconnut que les cristaux qui se subliment du bleu de Prusse, sont du carbonate d'ammoniaque, et non de l'hydrocyanate.

L'hydrocyanate d'ammoniaque cristallise en cubes, en petits prismes entrelacés, ou en feuilles de fougère. Sa volatilité est telle, qu'à la température de 22 degrés centigrades, la tension de sa vapeur est d'environ 45 centimètres de mercure; de sorte qu'à 36 degrés, elle ferait équilibre à celle de l'atmosphère. Malheureusement ce sel se décompose et se charbonne avec une extrême facilité. Sa grande volatilité empêcha M. Gay-Lussac de déterminer le rapport de ses élémens. On trouvera à l'article cyanogène, ce qui est connu des cyanures ou prussiures, ou leurs bases.

M. Gay-Lussac considère le bleu de Prusse comme un cyanure de fer-hydraté, ou comme un cyanure ayant de l'eau en combinaison; et dans un mémoire lu en dernier lieu à l'Académie des Sciences, M. Vauquelin annonce qu'il regarde le bleu de Prusse comme étant un hydrocyanate simple de fer. Il trouve que de l'eau imprégnée de cyanogène peut dissoudre du fer sans le changer en bleu de Prusse, et sans qu'il y ait aucun dégagement d'hydrogène; tandis que le bleu de Prusse était resté dans la portion non dissoute. Mais l'acide hydrocyanique convertit le fer ou son oxide en bleu de Prusse, sans le secours, soit d'alcalis, soit d'acides. M. Vauquelin conçoit que le cyanogène agit sur le fer et l'eau,

comme le fait l'iode sur l'eau, et une base, et qu'il se forme un acide *cyanique*, qui dissout une partie du fer, mais qu'il se produit aussi, et en-même-temps, de l'acide hydrocyanique, qui change une autre partie du fer en bleu de Prusse. Ce savant établit de plus, comme règle générale, que ceux des métaux qui, comme le fer, décomposent l'eau à la température ordinaire de l'atmosphère, forment des hydrocyanates, et que les métaux qui ne jouissent pas de cette faculté, tels que l'argent et le mercure, ne donnent naissance qu'à des *cyanures*. Devons-nous regarder l'acide *cyanique* de M. Vauquelin comme un composé d'un atôme d'oxigène et d'un atôme de cyanogène, ou, en d'autres termes, d'un atôme d'oxigène, deux atômes de carbone et un atôme d'azote?

Dans la combinaison du cyanogène gazeux avec l'eau, il se produit, suivant M. Vauquelin, des changemens très-compliqués, qui laissent dans une grande obscurité la nature de l'acide cyanique. L'eau est décomposée; partie de son hydrogène se combine avec une partie du cyanogène, et forme de l'acide hydrocyanique; une autre partie s'unit avec l'azote du cyanogène, et cette union produit de l'ammoniaque; et l'oxigène de l'eau forme de l'acide carbonique avec une partie du carbone du cyanogène. Il se trouve aussi dans le liquide, de l'hydrocyanate, du carbonate et du cyanate d'ammoniaque; et il reste encore du carbone et de l'azote, qui produisent un précipité brun. Quatre parties et demie d'eau absorbent une partie de vapeur de cyanogène, qui communique à ce liquide une saveur et une odeur pénétrantes, mais sans le colorer. Cependant la dissolution jaunit dans l'espace de quelques jours, et passe ensuite au brun par l'effet des changemens intérieurs dont il a été parlé plus haut.

L'acide hydrocyanique est séparé de la potasse par l'acide carbonique; mais M. Gay-Lussac pense que l'addition d'oxide de fer à la potasse donne lieu à la formation d'un composé triple, par union d'affinité beaucoup plus énergique; composé constituant ce qu'on appelle ordinairement prus-

siate de potasse, ou prussiate de potasse et de fer. Pour s'éclaircir dans cette manière de voir, M. Gay-Lussac prépara un hydrocyanate de potasse et d'argent, qui était parfaitement neutre, et cristallisé en lames hexagones. La dissolution de ces cristaux précipite en blanc les sels de fer et de cuivre. Le muriate d'ammoniaque ne la trouble point; mais l'acide muriatique, en dégageant l'acide hydrocyanique, donne lieu à un précipité de chlorure d'argent. L'hydrogène sulfuré produit, dans cette dissolution, un changement analogue. Ce composé, dit M. Gay-Lussac, est évidemment l'hydrocyanate triple de potasse et d'argent, sa formation doit être analogue à celle des autres hydrocyanates triples, et l'on ne peut douter, ajoute-t-il, que l'hydrocyanate de potasse et d'argent ne soit en réalité, d'après le mode de sa formation, un composé de cyanure d'argent et d'hydrocyanate de potasse. Il pense que l'hydrocyanate de potasse et de fer est également un composé d'hydrocyanate de potasse neutre et de sous-cyanure de fer, qu'il croit être combiné avec l'acide hydrocyanique dans le précipité blanc. On peut l'obtenir parfaitement neutre, et alors il ne décompose pas l'alun; mais l'hydrocyanate de potasse, qui est toujours alcalin, y produit un précipité léger et floconneux d'alumine. C'est aussi à cet excès d'alcali qu'il faut attribuer la couleur ocreuse des précipités que produit l'hydrocyanate de potasse avec les sels de fer. Ainsi, le fait remarquable qui doit fixer l'attention des chimistes, et qui lui semble renverser la théorie de M. Porett, est que l'hydrocyanate de potasse ne peut devenir neutre que lorsqu'il est combiné avec les cyanures.

ACIDE CHLOROCYANIQUE ou CHLORO-PRUSSIQUE. M. Berthollet découvrit que, lorsque l'acide hydrocyanique est mêlé avec du chlore, il acquiert des propriétés nouvelles. Son odeur est de beaucoup exaltée. Il ne forme plus du bleu de Prusse avec les dissolutions de fer, mais un précipité vert, qui devient bleu par l'addition d'acide sulfureux. L'acide

hydrocyanique, ainsi altéré, avait reçu le nom d'*acide prussique oxigéné*, parce qu'il était supposé avoir acquis de l'oxigène. Les recherches de M. Gay-Lussac, sur l'acide hydrocyanique, l'ayant conduit à examiner plus particulièrement sa nature, il parvint à reconnaître qu'il est un composé, à volumes égaux, de chlore et de cyanogène; composé qu'il proposa, en conséquence, de distinguer par le nom d'acide chlorocyanique. M. Gay-Lussac préparait ce composé, en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution d'acide hydrocyanique, jusqu'à ce que cette dissolution détruisît la couleur de sulfate d'indigo; et en agitant la liqueur avec du mercure, il la privait de son excès de chlore; en la distillant ensuite à une chaleur modérée, il s'en dégageait un fluide élastique, jouissant des propriétés qui avaient été assignées à l'acide prussique oxigéné. Ce n'est pas cependant de l'acide chlorocyanique pur, mais un mélange de cet acide avec de l'acide carbonique, dans des proportions tellement variables, qu'il est très-difficile de les déterminer.

Lorsque l'acide hydrocyanique a été sursaturé de chlore, et que l'excès de celui-ci a été enlevé au moyen du mercure, le liquide contient de l'acide chlorocyanique et de l'acide hydrochlorique. M. Gay-Lussac essaya d'en séparer le premier de ces acides par le moyen suivant. Ayant mis du mercure dans un flacon de verre jusqu'aux trois quarts de sa capacité, il acheva de le remplir avec le liquide concentré contenant les deux acides, et le renversa ainsi sur un bain de mercure. En faisant le vide sur ce bain, le mercure ne tarda pas à se déprimer dans le flacon, à cause du fluide élastique qui se dégageait; le liquide lui-même fut par degrés entièrement expulsé, et vint surnager le mercure à l'extérieur. En rétablissant alors la pression atmosphérique, le liquide ne put rentrer dans le flacon, mais seulement le mercure, et tout le fluide élastique se condensa, à l'exception d'une petite bulle. M. Gay-Lussac en conclut que l'acide chlorocyanique n'est point un fluide élastique permanent;

mais que pour rester à l'état de gaz, sous la pression et à la température ordinaires de l'atmosphère, il faut qu'il soit mêlé avec une autre substance gazeuse.

L'acide chlorocyanique est incolore. Son odeur est si vive, qu'à une très-petite dose, il irrite la membrane pituitaire, et occasionne le larmoiement. Il rougit le tournesol, n'est point inflammable, et ne détone pas lorsqu'il est mêlé avec deux fois son volume d'oxigène ou avec l'hydrogène. Sa densité, déterminée par le calcul, est de 2,111. Sa dissolution aqueuse ne précipite ni le nitrate d'argent, ni l'eau de baryte. Les alcalis l'absorbent rapidement, mais il en faut un excès pour détruire son odeur. Si alors on ajoute un acide, il se produit une vive effervescence d'acide carbonique, et l'odeur de l'acide chlorocyanique ne se manifeste plus. En ajoutant un excès de chaux à la dissolution acide, il s'en dégage de l'ammoniaque en abondance. Pour obtenir d'une dissolution de fer le précipité vert, il faut commencer par mêler l'acide chlorocyanique avec cette dissolution, ajouter ensuite un peu de potasse, et enfin un peu d'acide. Si, au contraire, on ajoute l'alcali avant la dissolution de fer, l'on n'obtient point de précipité vert.

M. Gay-Lussac a déduit de ses recherches sur l'acide chlorocyanique, que c'est un composé de 1 volume de vapeur de carbone + $\frac{1}{2}$ volume d'azote + $\frac{1}{2}$ volume de chlore; et lorsqu'il est décomposé par l'action successive d'un alcali et d'un acide, il produit 1 volume de gaz acide hydrochlorique + 1 volume de gaz carbonique + 1 volume de gaz ammoniacal. Les trois élémens ci-dessus, constituant séparément deux volumes, se condensent en un volume, en formant l'acide chlorocyanique; et puisqu'un volume de chlore et un volume de cyanogène produisent deux volumes d'acide chlorocyanique, la densité de ce dernier doit être égale à la moitié de la somme de celles des deux premiers: densité du chlore 2,421, densité du cyanogène 1,801, moitié de la somme = 2,111, ainsi qu'elle a été ci-devant indiquée. Les propor-

tions en poids seront = 3,375 nombre équivalent pour le cyanogène + 4,45 = le nombre équivalent du chlore, donnant l'équivalent de l'acide chlorocyanique = 7,825.

L'acide chlorocyanique présente avec le potassium à-peu-près les mêmes phénomènes que le cyanogène. L'inflammation est également lente, et le gaz diminue autant de volume.

ACIDE FERRO-PRUSSIQUE ou HYDROCYANIQUE FERRURÉ. Après avoir ajouté à une dissolution des cristaux de couleur ambrée, ordinairement appelés prussiate de potasse, de l'hydro-sulfure de baryte pendant tout aussi longtemps qu'il y a production de précipité, on jette le tout sur un filtre; et le précipité ayant été lavé avec de l'eau froide, on le fait sécher. En dissolvant alors 100 parties de ce précipité dans l'eau froide; et après avoir ajouté peu-à-peu à cette dissolution 30 parties d'acide sulfurique concentré, on agite le mélange, qu'on abandonne ensuite au repos. La liqueur surnageante est l'acide ferro-prussique ou hydrocyanique ferruré, auquel M. Porett, qui en fit la découverte, donna le nom d'acide chiazique ferruré.

Cet acide, d'un jaune citron-pâle, n'a point d'odeur. La chaleur et la lumière le décomposent. Il se forme alors de l'acide hydrocyanique et un ferro-prussiate blanc, qui passe bientôt au bleu. L'affinité de l'acide hydrocyanique ferruré pour les bases le rend capable de déplacer l'acide acétique des acétates, sans production de chaleur, et de former des ferro-prussiates ou hydrocyanates ferrugineux.

Lorsqu'une dissolution saline contient une base avec laquelle l'acide hydrocyanique ferruré forme un composé insoluble, alors, d'après le principe de M. Berthollet, cet acide peut séparer celui uni à la base. Lorsqu'on soumet à l'action de l'électricité voltaïque du ferro-prussiate de soude, l'acide se dégage au pôle positif, avec le fer, son constituant. M. Porett considere l'acide ferro-prus-

sique ou hydrocyanique ferruré comme étant un composé de

4 atômes carbone. . . .	=	30,00
1 atôme azote.	=	17,50
1 atôme fer.	=	17,50
1 atôme hydrogène. . .	=	1,25
		66,25

Cette somme représente le poids de l'équivalent. Le ferro-prussiate (hydrocyanate ferrugineux) de potasse, et le ferro-prussiate (hydrocyanate ferrugineux) de baryte, consisteront donc chacun, suivant lui, en 1 atôme d'acide + 1 atôme de base + 2 atômes d'eau.

« Il paraît résulter de l'analyse de M. Porett, dit M. le » docteur Thomson dans son Système de Chimie, que l'acide » ferro-prussique, ou hydrocyanique ferruré, est composé » de

» Cyanogène.	8,904
» Fer.	3,500

» Ce qui approche de trois atômes de cyanogène, et un » atôme de fer. Si nous supposons que cette constitution de » l'acide soit la véritable, il sera formé de

» Cyanogène.	9,75
» Fer.	3,50

» Mais une semblable composition est tout-à-fait inconciliable avec le nombre équivalent pour l'acide hydrocyanique ferruré, dérivé de l'analyse de l'hydrocyanate ferrugineux de baryte. Ce sel, suivant les expériences de » M. Porett, est composé de

» Acide hydrocyanique ferruré.	34,31. . .	6,813
» Baryte.	49,10. . .	9,750
» Eau.	16,59	
	100,00	

» On voit par cette analyse, que le nombre équivalent » pour l'acide hydrocyanique ferruré, est 6,813; or, ce

» nombre s'accorde très-bien avec la supposition que l'acide
» est un composé de 1 atôme de cyanogène + 1 atôme de
» fer; car les poids d'un atôme de chacun de ces corps sont
» comme suit :

» Cyanogène. 3,25
» Fer. 3,50

» La différence entre 6,75 et 6,813, n'excède pas un pour
» cent. Je suis donc disposé à considérer cette constitution
» de l'acide hydrocyanique ferruré, comme étant la véri-
» table ».

M. le docteur Thomson n'était pas raisonnablement fondé à décider ainsi péremptoirement, que l'acide hydrocyanique ferruré de M. Porett, était un simple cyanure de fer, ou un composé de cyanogène et de fer. La seule ressemblance de deux nombres, savoir, la somme des atômes de cyanogène et de fer, et le nombre équivalent pour l'acide de M. Porett, furent selon les apparences les principaux, et certainement les très-légers motifs qui le portèrent à établir cette détermination erronée.

M. Porett s'exprime ainsi, *Annals of Philosophy* pour septembre 1818 : « C'est une grande satisfaction pour moi,
» de voir que M. le docteur Thomson a abandonné l'opinion
» qu'il avait émise, que l'acide chiazique ferruré ne conte-
» nait pas d'hydrogène, et que c'était un composé de cyano-
» gène et de fer seulement; opinion qui le décida à donner
» dans son Système de Chimie, à cet acide, le nom d'acide
» ferro-cyanique, et à ses sels celui de ferro-cyanates. J'étais
» parfaitement convaincu, d'après un grand nombre de cir-
» constances qui s'étaient présentées dans le cours de mes
» premières expériences, que cette opinion du docteur
» Thomson était erronée, et je l'aurais combattue lorsque
» je la trouvai énoncée dans son système, si j'avais aimé
» la controverse, et s'il avait été en mon pouvoir de trou-
» ver le temps nécessaire à donner aux expériences qu'il

» m'eût peut-être fallu entreprendre pour porter la conviction dans l'esprit d'autres personnes. Dans cet état de » choses, je me contentai de faire connaître aux chimistes » de mes amis, combien je différais d'opinion avec M. Thomson sur ce sujet; et je me hasardai à lui assurer, que » toutes les fois qu'il ferait des expériences avec l'acide chiazique sulfuré, il se convaincrait qu'il contient aussi de » l'hydrogène, et que les dénominations de sulfo-cyanique » et sulfo-cyanates, sont entièrement impropres; qu'il en » était également ainsi de celles d'acide ferro-prussique, » et acide prussique sulfuré, proposées par le docteur Henry, » en ce qu'elles semblent indiquer que l'acide prussique est » contenu dans ces composés, tandis qu'il n'est simplement » que le résultat d'un nouveau jeu d'affinités, lorsqu'ils sont » décomposés ».

Mais, que penser de cette facilité à juger ainsi arbitrairement de tout ce qui a rapport aux combinaisons prussiques, lorsqu'on considère que MM. Vauquelin et Gay-Lussac, deux des premiers chimistes du siècle, ont été amenés par suite de recherches admirables, à une manière de voir totalement opposée à celle résultant des expériences ingénieuses de M. Porett. M. Vauquelin présente, sur les rapports qui existent entre l'acide prussique et le fer, les observations importantes qui suivent : de l'acide hydrocyanique étendu d'eau, étant mis en contact avec du fer, dans une cloche au-dessus du mercure, il se produit promptement du bleu de Prusse, et il se dégage en-même-temps du gaz hydrogène. La plus grande partie du bleu de Prusse formé dans cette opération, reste en dissolution dans la liqueur; il ne se manifeste que lorsqu'elle a le contact de l'air. On voit donc ainsi que le bleu de Prusse, au minimum d'oxidation, est soluble dans l'acide hydrocyanique. De l'acide hydrocyanique sec, placé en contact avec de la limaille de fer, n'éprouve aucun changement dans sa couleur, ni dans son odeur; mais le fer qui s'est agglutiné au fond du vaisseau, prend une couleur brune.

Au bout de quelques jours, l'acide hydrocyanique séparé du fer, et mis dans une petite capsule sous une cloche de verre, s'évapora bientôt, sans laisser de résidu : il s'ensuit donc, que l'acide hydrocyanique n'avait pas dissous de fer. De l'acide hydrocyanique dissous dans l'eau, mis en contact avec de l'hydrate de fer obtenu au moyen de la potasse, et lavé à l'eau bouillante, fournissait sur-le-champ du bleu de Prusse, sans addition d'acide. Schéele a fait mention de ce fait. Lorsque l'acide hydrocyanique est en excès, relativement à l'oxide de fer, la liqueur qui surnage le bleu de Prusse, prend, au bout de quelque temps, une très-belle couleur pourpre. La liqueur, étant évaporée, laisse sur les bords de la capsule, des cercles de couleur bleue ; et d'autres de couleur pourpre, et aussi des cristaux de cette dernière couleur. Lorsqu'on met de l'eau sur ces cercles et cristaux, il n'y a de dissous que la couleur pourprée, ce qui donne à l'eau une très-belle teinte ; celle qui ne se dissout pas est du bleu de Prusse qui a été retenu en dissolution dans l'acide hydrocyanique. Si l'on fait tomber dans cette liqueur quelques gouttes de chlore, sa couleur passe au bleu, et une plus grande quantité de chlore la détruit totalement. Il est à remarquer que de la potasse ajoutée à la liqueur ainsi décolorée, n'y occasionne aucun précipité.

Les chimistes ne manqueront pas d'observer, d'après ces expériences, que l'acide hydrocyanique ne forme pas directement de bleu de Prusse avec le fer ; mais que, par l'addition d'eau (les circonstances restant les mêmes) il y a production de bleu de Prusse. Ils remarqueront aussi, que le cyanogène uni à l'eau, dissout le fer, effet que confirme la saveur d'encre qu'il acquiert, sa décoloration, et le résidu qu'il laisse à l'évaporation ; cependant il n'y a point de bleu de Prusse formé. Ces premières expériences semblent déjà faire voir que le bleu de Prusse est un hydrocyanate, et non un cyanure.

Le dégagement d'ammoniaque et d'acide hydrocyanique,

qui a lieu pendant tout le temps que dure la combustion du bleu de Prusse, présente un nouvel appui à l'opinion, que cette substance est un hydrocyanate de fer; et de même aussi les résultats que donne la décomposition du bleu de Prusse, au moyen de la chaleur dans une cornue, font voir clairement, qu'il contient et de l'oxigène et de l'hydrogène, qui sont plus abondans vers la fin, long-temps après que toutes molécules quelconques d'eau adhérente doivent avoir été dissipées.

Nous terminerons ce que nous avions à dire sur ce sujet, par la comparaison des résultats le plus récemment obtenus par MM. le docteur Thomson et Porett. Dans un mémoire de M. le docteur Thomson, inséré dans le journal, *Annals of Philosophy*, août 1818, et qui présente le détail de ses nombreuses expériences ayant pour objet de reconnaître la constitution du prussiate de potasse et de fer, on voit qu'il résulte de l'analyse, que l'acide de ce sel triple (en ne considérant pas le fer) est composé de

Carbone.	0,6579. . .	42,51
Azote.	0,7175. . .	46,37
Hydrogène. . . .	0,1722. . .	11,12
	1,5476	100,00

On voit, d'après l'analyse ci-dessus, que le prussiate triple de potasse consiste dans

Acide	Fer.	15	45,90
	Matière gazeuse. .	30,9	
Potasse.			41,64
Eau.			13
			100,54

Cette analyse fait connaître, que l'acide consiste, pour un tiers, en fer, tandis que les deux tiers de son poids, sont formés de carbone, d'azote et d'hydrogène. Le plus petit

nombre d'atômes, qui se rapproche le plus des proportions ci-dessus des parties constituantes, est ainsi qu'il suit:

2 atômes carbone. . .	=	1,50 . . .	41,379
1 atôme azote. . . .	=	1,75 . . .	48,277
3 atômes hydrogène. .	=	0,375. . .	10,344
		3,625	100,000

M. Porett, indépendamment de ses communications à la Société royale en 1814 et 1815, communications que M. le docteur Thomson décrit avec justice, comme de très-ingénieuses et importantes expériences et conclusions relativement à cet acide, publia deux ou trois mémoires dans le journal *Annals of Philosophy*, l'un en septembre 1818, déjà cité, et un autre, en octobre 1819. Ce dernier mémoire nous présente l'exposé d'expériences de la même nature que celles du docteur Thomson, expériences d'où sont déduites les conclusions qui suivent :

« Réunissant actuellement, d'après les expériences précédentes, les proportions de tous les constituans de 100 » parties de ferro-chyazate de potasse, ils paraissent être » ainsi qu'il suit, savoir :

		Parties.
» Potasse.		41,68
» Acide ferro- » chyazique. .	Fer.	12,60
	Carbone.	22,64
	Azote.	13,32
	Hydrogène. . . .	0,80
» Eau.		13,00
		104,04

» Il se trouve un excédant de quatre parties, provenant » des inexactitudes inévitables dans la détermination, par » expériences sur de petites quantités du sel, des proportions d'un si grand nombre de parties constituantes.

» Il est aisé de faire disparaître ces inexactitudes, par » l'application de la théorie atomique; car, en se guidant

» d'après les poids des atômes de chacun des élémens, on » obtiendra les nombres suivans :

» 1 atôme potasse.		60	40,34
» 1 atôme acide ferro-chyazique = 66,25.	½ atôme fer.	17,5	11,76
	4 atômes carbone.	30,0	20,17
	1 atôme azote.	17,5	11,76
	1 atôme hydrogène.	1,25	0,84
» 2 atômes eau.		22,5	15,13
» 1 atôme ferro-chyazate de potasse.		148,75	100,00

» Ce qui donne sans doute les véritables proportions de plu» sieurs des élémens de ce sel ».

» Nous sommes actuellement autorisés à considérer l'atôme » d'acide ferro-chyazique comme composé de

» 4 atômes carbone. . . =	30,000. . .	45,30
» 1 atôme azote. . . . . =	17,500. . .	26,40
» 1 atôme hydrogène. . =	1,250. . .	1,89
» 1 atôme fer. . . . . . =	17,500. . .	26,40
	66,250	99,99

Il y a entre ces deux suites de résultats, une discordance telle, qu'elle détruit toute confiance en eux. C'est ainsi que M. le docteur Thomson trouve 15 pour 100 de fer; et la proportion de ce métal, rectifiée par M. Porett, n'est que de 11 ¾, différence qui, dans l'état actuel de l'analyse chimique, présente une véritable absurdité.

Voici une table comparative des parties constituantes de l'acide, à l'exclusion du fer :

	D.r Thomson.	M. Porett.
Carbone. . . .	42,51. . . .	61,54
Azote.	46,37. . . .	35,90
Hydrogène. . .	11,12. . . .	2,56
	100,00.	100,00

On a supposé que l'acide nouveau de M. Porett n'est autre chose qu'un hydrocyanate ou prussiate de fer, qui, à raison de la mutabilité de ses parties constituantes, est aisément décomposé par la chaleur et par la lumière; et que le seul composé permanent que cet acide forme, est celui en sels triples. C'est l'opinion ancienne, et aussi celle actuelle de plusieurs chimistes distingués. Nous appelerons ferro-prussiates ces composés que MM. Vauquelin et Thenard désignent par la dénomination d'hydrocyanates ferrugineux.

Ferro-prussiate de potasse (*hydrocyanate de potasse ferrugineux*). Dans un pot de fer, ayant la forme d'œuf, modérément rouge de feu, on projette un mélange de bonne perlasse et de matières animales desséchées, parmi lesquelles les sabots et les cornes sont d'un emploi préférable, dans les proportions de deux parties de perlasse, et cinq parties de ces matières. On remue bien ce mélange dans le pot avec une pelle de fer. Il prend par degrés la forme pâteuse, et il faut, pendant tout ce temps, le rassembler et le battre avec force et adresse, pour qu'il s'incorpore. Lorsque la conversion en un composé chimique est complétement opérée, ce qui se reconnaît à la cessation de toute vapeur animale fétide, on enlève la masse pâteuse avec une cuiller de fer.

Si l'on met cette masse, pendant qu'elle est chaude, dans de l'eau, il se convertira de l'acide prussique en ammoniaque, ce qui opérerait une diminution sur le produit ordinaire. Il faut le laisser refroidir; et apres l'avoir fait dissoudre dans l'eau, et rendu la dissolution claire, en la filtrant ou en la laissant déposer, on l'évapore : il s'y formera, par le refroidissement, des cristaux jaunes de ferro-prussiate de potasse. Ces cristaux étant séparés de la liqueur, on les redissout dans l'eau chaude; et en laissant ensuite refroidir très-lentement la dissolution, on peut obtenir des cristaux plus gros et très-réguliers. On fabrique, dans plusieurs parties de l'Angleterre, ce sel en grand, et nulle part les cristaux ne peuvent surpasser en beauté, en pureté et en per-

fection ceux de ce sel préparé à Campsie par MM. Mackintosk et Wilson.

On peut faire en tout temps un ferro-prussiate extemporané, en traitant du bleu de Prusse avec du carbonate de potasse, obtenu, par ignition, du bicarbonate, ou du bitartrate. On met préalablement le bleu de Prusse en digestion pendant une heure ou deux, à une chaleur ménagée, avec son propre poids d'acide sulfurique étendu de cinq fois son poids d'eau; et cette liqueur étant filtrée, on en sépare l'acide sulfurique par édulcoration avec de l'eau chaude. On ajoute alors de ce bleu de Prusse ainsi purifié, et par portions successives, à la dissolution alcaline pendant tout aussi long-temps qu'il est décoloré, ou que sa couleur passe du bleu au brun. On filtre alors la liqueur, on sature le petit excès d'alcali qu'elle contient par l'acide acétique; et après l'avoir concentrée par l'évaporation, on la laisse refroidir lentement. Il s'y formera des cristaux quadrangulaires en biseau du ferro-prussiate de potasse.

Ce sel est transparent, d'une belle couleur citrine ou jaune topaze. Sa pesanteur spécifique est de 1,830. Sa saveur est salée et fraîche, mais elle n'est pas désagréable. Il a, lorsqu'il est en gros cristaux, une sorte de roideur, et d'élasticité, lorsqu'il est en écailles minces. L'inclinaison de son côté en biseau sur le plan du cristal est d'environ 135°. Il perd, lorsqu'il est modérément chauffé, environ 13 pour cent d'eau; et il paraît blanc alors, comme cela a lieu pour la couperose verte (sulfate de fer); mais il ne se fond pas comme ce sel. Les cristaux conservent leur figure jusqu'à ce que la chaleur tourne à l'ignition. A une chaleur rouge, le sel blanchit; mais, d'après le mode de sa formation, on voit que cette température est compatible même avec l'existence de l'acide, pourvu qu'elle ne soit pas trop long-temps continuée. L'eau, à la température de 15° centigrades, dissout environ un tiers de son poids des cristaux, et presque un poids égal au sien, à celle de l'ébullition. Ce sel ne s'altère point à l'air, et il

est insoluble dans l'alcool. Soumis à une haute température dans une cornue, il donne, en se décomposant, de l'acide prussique (hydrocyanique), de l'ammoniaque, de l'acide carbonique, et il laisse un résidu charbonneux, formé de charbon, de fer métallique et de potasse. Lorsqu'on le fait bouillir avec de l'acide sulfurique ou de l'acide muriatique affaiblis, il s'en dégage du gaz hydrocyanique, et il se forme un précipité blanc très-abondant de proto-prussiate de fer et de potasse, qui, traité ensuite avec du chlore liquide, fournit du bleu de Prusse en quantité pleinement équivalente au tiers de celle du sel employé. L'hydrogène sulfuré, non plus que les hydrosulfures, ni l'infusion de noix de galle, ne lui font éprouver aucun changement. L'oxide rouge de mercure a une action puissante sur sa dissolution à l'aide d'une chaleur médiocre. Il y a production de prussiate de mercure (cyanure de mercure), qui reste en dissolution, tandis qu'il se précipite du peroxide du fer et du mercure métallique. L'on voit ainsi, qu'une portion de l'oxide mercuriel se réduit pour porter le fer au *maximum* d'oxidation.

La dissolution du ferro-prussiate de potasse n'est point affectée par les alcalis, mais elle est décomposée par presque toutes les dissolutions des sels des métaux permanens. On a indiqué, dans la table qui suit, les couleurs des précipités métalliques ainsi obtenus.

Dissolutions de	Donnent un précipité
Manganèse.	blanc.
Protoxide de fer.	blanc abondant.
Deutoxide de fer.	bleu clair, abondant.
Tritoxide de fer.	bleu foncé, abondant.
Étain.	blanc.
Zinc.	blanc.
Antimoine.	blanc.
Urane.	couleur de sang.
Cérium.	blanc.

Cobalt.	vert pré.
Titane.	vert.
Bismuth.	blanc.
Protoxide de cuivre. . . .	blanc.
Deutoxide de cuivre. . . .	brun-cramoisi.
Nickel.	vert pomme.
Plomb.	blanc.
Deutoxide de mercure. . .	blanc.
Argent.	blanc passant au bleu à l'air.
Palladium.	olive.
Rhodium, Platine et Or.	aucun.

Si l'on met en digestion quelques-uns de ces précipités, ceux de manganèse et de cuivre, par exemple, dans une dissolution de potasse, on obtient un ferro-prussiate (hydrocyanate ferrugineux) de potasse, exactement semblable à celui qui se forme lorsqu'on traite le bleu de Prusse par une dissolution de cet alcali. Ces précipités contiennent donc une certaine quantité de fer. Je considère ce fait comme étant favorable à la théorie de M. Porett, et pouvant à peine s'expliquer par aucune autre supposition. Ce sel est formé, d'après les analyses les plus récentes qui en aient été faites, ainsi qu'il suit :

	M. Porett.	D.r Thomson.
Potasse.	40,34. . . .	41,64
Acide ferro-chyazique.	44,53. . . .	45,90
Eau.	15,13. . . .	13,00
	100,00	100,54

M. le docteur Thomson pense, que le petit excès dans la dernière somme peut être partagé également entre toutes les parties constituantes : on aura alors pour son analyse :

Potasse.	41,41
Acide.	45,67
Eau.	12,92
	100,00

On a vu combien ces deux expérimentateurs différaient entre eux dans leur estimation des *derniers* constituans de l'acide ; et si nous considérons l'exactitude et la simplicité des méthodes au moyen desquelles on peut déterminer les constituans *premiers* du sel, la différence ci-dessus semblera aussi trop grande. L'on peut, par une dessication bien conduite, évaluer l'eau de cristallisation d'une manière assez rapprochée ; et les résultats de *l'expérience* se trouvant d'accord, donnent pour sa quantité treize pour cent. Or, l'action de l'acide nitrique, convenablement réunie à celle de la chaleur, décomposerait l'acide, dissiperait sa partie gazeuse, et convertirait le fer en un peroxide insoluble ; le poids de la potasse peut être alors exactement déterminé, d'abord par saturation avec acide, et en second lieu par le poids du sel résultant. Dans le fait, si M. Porett s'en fût tenu aux nombres que lui donnèrent ses expériences, et qu'il ne les eût pas modifiés d'après ses notions atomiques, nous eussions eu les résultats suivans, qui sont probablement exacts.

Potasse.	41,68
Eau.	13,00
Acide ferro-chyazique. . . .	45,32
	100,00

Et d'après cette analyse, on déduit directement de la proportion de potasse = 41,68 le nombre équivalent pour ce sel neutre, qui paraît être = 14,29, ou plutôt celui double 28,58.

En faisant ce nombre = 28,275, on aurait l'arrangement hypothétique de proportions ainsi qu'il suit :

2 atômes de potasse. . . . . . . =	11,900. .	42,04
2 atômes d'acide ferrochyazique. =	13,000. .	45,96
2 atômes d'eau. . . . . =	3,375. .	12,00
	28,275	100,00

Nous sommes entrés dans un très-grand détail sur ce qui

a rapport au ferro-prussiate de potasse (hydrocyanate de potasse ferrugineux), parce que c'est un des réactifs les plus précieux pour les chimistes dans l'analyse métallique.

Ferro-prussiate de soude (hydrocyanate de soude ferrugineux). On peut préparer ce sel au moyen du bleu de Prusse et de la soude pure, par un procédé semblable à celui qui vient d'être décrit pour se procurer le ferro-prussiate de potasse. Il cristallise en prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres. Ces cristaux, jaunes, transparens et d'une saveur amère, sont efflorescens, et perdent, étant exposés à une atmosphère chaude, 37,5 pour cent de leur poids; à la température de 13 degrés centigrades, ils sont solubles dans 4,5 parties d'eau, et dans une quantité beaucoup moindre de ce liquide bouillant. A mesure que la dissolution refroidit, les cristaux s'en séparent. Leur pesanteur spécifique est de 1,458. Ces cristaux sont, suivant le docteur John, solubles dans l'alcool.

Ferro-prussiate de chaux (hydrocyanate ferrugineux de chaux). On peut obtenir aisément ce sel du bleu de Prusse et de l'eau de chaux. Sa dissolution fournit, par l'évaporation, des grains cristallins.

Ferro-prussiate de baryte (hydrocyanate ferrugineux de baryte). On le prépare de la même manière que les espèces précédentes, ou beaucoup plus élégamment par le procédé de M. Porett, que nous avons déjà décrit, en traitant de l'acide ferro-prussique (hydrocyanique ferruré). Ses cristaux sont des prismes rhomboïdaux, de couleur jaune, solubles dans 2000 parties d'eau froide et 100 parties de ce liquide bouillant. D'après le second exposé de M. Porett sur ce sel, il est composé de

	Expérience.	Théorie.		
Acide..	41,5. .	41,49. . .	1 atôme. .	84,84
Baryte.	47,5. .	47,44. . .	1 atôme. .	97,00
Eau. .	11,0. .	10,07. . .	2 atômes. .	22,64
	100,0	99,00		204,48

C'est dans le Journal *Annals of Philosophy*, septembre 1818, que M. Porett donne ces résultats; et dans son système de chimie, publié en octobre 1817, M. le docteur Thomson dit, en parlant du ferrocyanate de baryte: M. Porett, qui a fait avec beaucoup de précision l'analyse de ce sel, l'a trouvé composé de

Acide ferro-cyanique. . .	34,31
Baryte.	49,10
Eau.	16,59
	100,00

Dans le Journal *Annals of Philosophy*, pour octobre 1819, M. Porett donne, pour les véritables proportions, celles de

1 atôme acide ferro-chyazique..	66,25. . .	35,66
1 atôme baryte.	97,» . . .	52,22
2 atômes eau.	22,50. . .	12,12
	185,75	100,00

Les différences sont remarquables, lorsqu'il s'agit d'une substance aussi inaltérable et aussi facile à reconnaître que la baryte; car, le docteur Thomson en établit la proportion à 49,1 pour 100. Dans le second exposé de M. Porett, elle est de 47,5; et dans le dernier, de 52,22. La quantité de baryte peut être déterminée d'une manière absolue, sans être déduite de l'évaluation d'eau ou d'acide, ou compliquée avec cette évaluation.

Ferro-prussiate de strontiane et de magnésie (hydrocyanates de strontiane et de magnésie ferrugineux). On a aussi obtenu ces sels.

Ferro-prussiate de fer (hydrocyanate de tritoxide et de cyanure de fer). Avec le protoxide de fer et le ferro-prussiate de potasse ou hydrocyanate de potasse ferrugineux, on obtient une poudre blanche, qui, par son exposition à l'air, devient bleue, passant à l'état de *deuto-ferro-prussiate de*

fer, ou bleu de Prusse. Nous avons déjà décrit le mode de préparation du ferro-prussiate de potasse (hydrocyanate de potasse ferrugineux), qui est la première opération dans la fabrication de cette belle couleur. On la produit, en mêlant ensemble une partie de ferro-prussiate de potasse, une partie de sulfate de fer, et quatre parties ou plus d'alun, chacune de ces substances préalablement dissoute dans l'eau. Le bleu de Prusse se précipite à l'état de mélange avec plus ou moins d'alumine : on le fait sécher ensuite sur de la craie dans une étuve.

Le bleu de Prusse, à l'état de pureté, est une masse d'un bleu extrêmement foncé, insipide, incolore, et d'une densité beaucoup plus considérable que celle de l'eau. L'eau, non plus que l'alcool, n'ont aucune action sur lui. Des dissolutions bouillantes de potasse, de soude, de chaux, de baryte et de strontiane le décomposent, en formant d'une part, avec ces bases, des ferro-prussiates solubles; et d'une autre, un résidu de deutoxide de fer brun, et d'un sous-ferro-prussiate de fer d'un brun jaunâtre. Ce dernier est mis, au moyen d'acides sulfurique, nitrique ou muriatique, qui lui enlèvent l'excès d'oxide de fer, à l'état d'un ferro-prussiate. Le chlore liquide change en vert, dans quelques minutes, la couleur du bleu de Prusse, s'il est récemment précipité. L'hydrogène sulfuré liquide réduit le ferro-prussiate bleu en un proto-ferro-prussiate blanc.

M. Vauquelin, qui a dernièrement opéré avec une attention particulière sa décomposition par le feu dans une cornue, le considère comme un hydrocyanate, ou prussiate simple de fer; mais les changemens qu'il décrit sont très-compliqués, et ils n'infirment point l'opinion de M. Porett, que c'est une combinaison d'oxide rouge de fer avec un acide ferruré. Les résultats généraux de l'analyse de M. Vauquelin furent de l'acide hydrocyanique, de l'hydrocianate d'ammoniaque, une huile soluble dans la potasse, des aiguilles cristallines, qui ne contenaient pas d'acide hydrocyanique, mais

qui étaient simplement du carbonate d'ammoniaque, et enfin, un résidu ferrugineux légèrement attirable à l'aimant, et contenant un peu de bleu de Prusse qui avait échappé à la décomposition. Si nous avons à considérer le bleu de Prusse comme un deuto-ferro-prussiate de fer (hydrocyanate de deutoxide de fer), sa composition serait alors, d'après les observations les plus récentes de M. Porett :

1 atôme acide. . . . =	6,625. . .	35,1
1 atôme oxide rouge. =	10,000. . .	53,0
2 atômes eau. . . . . =	2,250. . .	11,9
	18,875. . .	100,0

M. le docteur Thomson l'ayant fait consister, d'après M. Porett, dans

Acide.	53,38. . .	6,75
Peroxide de fer. .	34,23. . .	4,328
Eau.	12,39. . .	
	100,00	

regarde comme probable que sa véritable composition est

Acide ferro-cyanique (hydrocyanique ferrugineux).	6,75
Peroxide de fer.	5,00

M. Proust a annoncé, dans les Annales de Chimie, tome LX, que 100 parties de bleu de Prusse préparé sans alun, en rendent 55 d'oxide rouge de fer par la combustion, et que ce même bleu, détruit par l'acide nitrique, donne aussi, sur 100 parties, 54 parties de cet oxide rouge. Ce savant dit de plus, que 100 parties de prussiate de potasse et de fer fournissent, après digestion, avec les acides muriatique ou sulfurique, 55 parties de bleu de Prusse.

Si nous comparons, avec ces données, les estimations de M. Porett, de 34,23 pour cent de peroxide de fer, en outre du tiers du poids de l'acide = 17,79; quantité qui, étant

du fer métallique, équivaut à 25,4 de peroxide, on aura la somme 59,63 pour la quantité du peroxide de fer dans cent de bleu de Prusse, faisant l'atôme de fer 3,5, et l'atôme de peroxide 5,0; ou, en prenant la correction du docteur Thomson, on a les nombres qui suivent, en supposant le bleu de Prusse consister dans

1 atôme acide.	6,75	48,2
1 atôme peroxide.	5,00	35,7
2 atômes eau.	2,25	16,1
	14,00	100,0

Ou, peut-être,

1 atôme acide.	6,75	52,3
1 atôme peroxide.	5,00	39,0
1 atôme eau.	1,125	8,7
	12,875	100,0

Si l'on ajoute aux 35,7 de base peroxide dans le premier calcul, 23 pour la quantité de peroxide équivalente dans son acide, on a 58,7 parties pour la quantité totale de peroxide dans 100 parties; et en ajoutant, aux 39 de la seconde évaluation, 25 pour l'équivalent du peroxide dans l'acide, on a pour la somme totale du peroxide 64, quantités plus considérables, l'une et l'autre, que celles de M. Proust.

ACIDE SULFUROPRUSSIQUE (*Acide hydrocyanique, sulfuré*). C'est l'acide chyazique sulfuré de M. Porett.

On prépare cet acide en faisant bouillir, pendant très-long-temps, la dissolution dans l'eau d'une partie de sulfure de potasse, avec trois ou quatre parties de bleu de Prusse en poudre, ajouté par intervalles. Il se produit du sulfure de fer et un liquide incolore, contenant le nouvel acide formé, combiné avec de la potasse, et mêlé avec de l'hyposulfite et du sulfate de potasse. On rend ce liquide sensiblement acide, par une addition d'acide sulfurique. On continue alors de le faire bouillir pendant un peu de temps; et lorsqu'il est froid,

on y ajoute un peu de peroxide de manganèse en poudre fine, ce qui lui fait prendre une belle couleur cramoisie. Après avoir filtré cette liqueur, on y ajoute une dissolution contenant du sulfate de peroxide de cuivre, et du sulfate de protoxide de fer, dans les proportions de deux parties du premier de ces sels, et de trois parties du second, jusqu'à ce que la couleur de cramoisi disparaisse; il se précipite alors un sulfuro-prussiate (hydrocyanate sulfuré) de cuivre. On le fait bouillir avec une dissolution de potasse qui séparera le cuivre. En distillant ensuite, dans une cornue de verre, la liqueur mêlée avec de l'acide sulfurique, il passe dans le récipient un acide particulier, qui, saturé avec du carbonate de baryte, et débarrassé de cette terre par de l'acide sulfurique en quantité suffisante, est l'acide sulfuroprussique, ou chyazique sulfuré, pur.

C'est un liquide transparent et incolore, ayant une odeur forte, qui ressemble un peu à celle de l'acide acétique. Sa pesanteur spécifique n'est que de 1,022. A la température de l'eau bouillante, il dissout un peu de soufre. Il noircit alors le nitrate d'argent; mais l'acide pur précipite l'argent en blanc. Par des distillations successivement répétées, le soufre est séparé et l'acide décomposé.

M. Porett établit, dans le journal *Annals of Philosophy*, mai 1819, la composition de cet acide ainsi qu'il suit :

2 atômes soufre. . .	=	4,000
2 atômes carbone. . .	=	1,508
1 atôme azote.	=	1,754
1 atôme hydrogène. .	=	0,132
		7,394

Ceci est évidemment un atôme de l'acide hydrocyanique de M. Gay-Lussac, combiné avec 2 atômes de soufre. Si au nombre ci-dessus, on ajoute 9, pour le poids d'un atôme de protoxide de cuivre, on aura 16,394 pour le nombre équivalent du sel métallique. Lorsque, dans ses recherches sur le principe prussi-

que, M. Gay-Lussac fit un mélange de cyanogène et d'hydrogène sulfuré, il trouva qu'ils se condensaient en cristaux jaunes aciculaires. Depuis, M. Porett a remarqué que ces cristaux ne se forment pas lorsque les deux gaz sont parfaitement secs; mais qu'ils sont promptement produits lorsqu'on fait passer une goutte d'eau dans le mélange. Il ne pense pas, que leur dissolution dans l'eau corresponde à de l'acide chyazique sulfuré liquide. Elle ne change pas la couleur du tournesol, et ne produit point d'effet sur les dissolutions de fer; elle ne contient ni de l'acide hydrocyanique, ni de l'acide chyazique sulfuré; cependant cet acide est formé lorsqu'on le mêle d'abord avec un alcali, et alors avec un acide. En opérant de la même manière, il ne se forme point d'acide hydrocyanique.

Le poids d'un atôme d'acide hydrocyanique est 3,375, et celui d'un atôme de soufre est 2. Mais 6,328 (la première proportion de soufre établie par M. Porett) n'étant pas un multiple de 2, cette détermination ne s'accorde pas avec la théorie atomique. Elle se concilie beaucoup mieux avec cette théorie, si nous supposons que l'acide est un composé de soufre et de cyanogène; car alors ses parties constituantes seront:

Soufre.	1,20 . . .	100 . . .	6,09
Cyanogène. . .	0,64 . . .	53,3 . . .	3,25

Ainsi l'on voit, que c'est un composé de un atôme de cyanogène et de trois atômes de soufre. *Système de Chimie* de Thomson, traduction française, tome II, page 327.

Si M. le docteur Thomson se fût contenté de dire que détermination de M. Porett ne se trouve pas d'accord avec la théorie atomique, son observation eût été juste, et il aurait ainsi laissé matière à faire des *expériences*, ou il les aurait établies pour examiner le sujet. Mais c'est trop hasarder, lorsqu'il s'agit d'un point de science, que de créer, d'après sa manière de voir, un nouveau genre de composés de soufre et de cyanogène, et de le constituer acide nouveau. Et, plus loin, le docteur, parlant du composé cristallin d'hydrogène

sulfuré et de cyanogène de M. Gay-Lussac, dit: « Ce composé, » autant qu'on en peut juger par cette courte description, se » rapporte exactement à l'acide chyazique sulfuré de M. Porett. Si nous faisons abstraction de l'hydrogène de l'hydrogène sulfuré, qui probablement n'entre pas dans la constitution du composé, il consistera dans 1 atôme de cyanogène, et 1 $\frac{1}{2}$ atôme de soufre, ou, en nombres entiers, dans » 2 atômes de cyanogène et 3 atômes de soufre; de sorte » qu'il contiendra précisément la moitié de la quantité de » soufre que M. Porett a trouvée ». M. Gay-Lussac établit, d'une manière expresse, que les aiguilles jaunes, obtenues par l'action réunie du cyanogène et de l'hydrogène sulfuré, sont formées d'un volume de cyanogène et d'un volume et demi d'hydrogène sulfuré; de sorte, qu'au-lieu de ne pas contenir d'hydrogène, il en existe, dans cette substance, un demi-volume de *plus* que dans l'acide hydrocyanique.

Les sulfuroprussiates ou chyazotes ferrurés ont été examinés par M. Porett. Celui de peroxide de fer est d'une belle couleur de cramoisi et déliquescent. On ne peut l'obtenir sous forme solide qu'en l'exposant à une atmosphère desséchée artificiellement. Il a été présenté un court exposé de ces sels. *Annals of Phylosophy*, vol. V.

ACIDE PURPURIQUE. Les excrémens du serpent *Boa conscrictor* consistent dans de l'acide lithique (urique) pur. Le docteur Proust trouva, qu'en faisant digérer cette substance obtenue ainsi, ou de calculs urinaires, dans de l'acide nitrique étendu, il se produit une effervescence, et l'acide lithique est dissous, formant une liqueur d'une belle couleur pourpre. En neutralisant l'excès d'acide nitrique par de l'ammoniaque, et en concentrant le tout par une évaporation lente, la couleur de la dissolution devient d'un pourpre plus foncé, et il commence promptement à s'en séparer en abondance des cristaux grenus d'un rouge obscur, quelquefois avec une teinte de vert à l'extérieur. Ces cristaux sont un

composé d'ammoniaqne avec le prineipe acide dont il s'agit. On en déplaçait l'ammoniaque en mettant le sel en digestion dans une dissolution de potasse caustique, jusqu'à ce que la couleur ronge eût entièrement disparu. On versait alors peu-à-peu, et par gouttes, de cette dissolution alcaline dans de l'acide snlfurique étendu, qui, s'unissant à la potasse, laissait le prineipe aeide à l'état de pureté.

Ce principe acide s'obtient aussi de l'acide lithique ou urique, an moyen du chlore, et également encore, mais avec plus de difficulté, au moyen de l'iode. Le doeteur Proust, qui découvrit eet aeide nouveau, le nomma, d'après l'idée que lui en suggéra le doeteur Wollaston, acide purpurique, parce que ses composés salins ont, pour la plupart, une couleur rouge ou pourpre.

L'acide purpurique, obtenu par le procédé qui a été indiqué, se présente ordinairement sous la forme d'une poudre très-fine, de couleur légèrement jaunâtre ou de crême; et, vu à la loupe, spécialement sous l'eau, il paraît avoir un éclat nacré. Il est inodore et insipide; sa pesanteur spécifique excède considérablement celle de l'eau. Il se dissout à peine dans ee liquide. 6 milligrammes environ de cet acide, dans environ 6500 grammes d'eau, tenue pendant très-long-temps à l'état d'ébullition, n'étaient pas entièrement dissous. Cette eau, eependant, prenait une teinte pourpre, due probablement, ainsi que le pense le docteur Proust, à la formation d'un peu de purpurate d'ammoniaque. L'acide purpurique est insoluble dans l'alcool et dans l'éther; les acides minéraux ne le dissolvent que lorsqu'ils sont très-concentrés. Cet acide n'affecte pas le papier de tournesol; en le mettant à l'état d'ignition avec de l'oxide de cuivre, le docteur Prout en détermina la composition ainsi qu'il suit :

2 atômes hydrogène. . .	0,250 . . .	4,54
2 atômes carbonate. . . .	1,500 . . .	27,27
2 atômes oxigène.	2,000 . . .	36,36
1 atôme azote.	1,750 . . .	31,81
	5,500 . . .	99,98

L'acide purpurique se combine avec les alcalis, les terres alcalines et les oxides métalliques. Il peut déplacer, à l'aide de la chaleur, l'acide carbonique des carbonates alcalins, et il ne se combine avec aucun autre acide. Ces circonstances suffisent, comme l'observe le docteur Wollaston, pour le faire distinguer d'un oxide, et pour lui attribuer son caractère d'acide.

Purpurate d'ammoniaque. Ce sel cristallise en prismes quadrangulaires d'une couleur rouge de grenat foncé. Il est soluble dans 1509 parties d'eau, à la température de 15°5 centigrades, et dans une proportion beaucoup moindre de ce liquide bouillant. La dissolution est d'un beau carmin foncé, ou rouge rose. Elle a une saveur légèrement douceâtre, mais sans odeur. Le purpurate de potasse est beaucoup plus soluble; celui de soude l'est moins, celui de chaux est presque insoluble. Les purpurates de strontiane et de baryte sont légèrement solubles. Toutes les dissolutions ont la couleur caractéristique. Le purpurate de magnésie est très-soluble, et sa dissolution est d'une très-agréable couleur. Une dissolution d'acétate de zinc produit, avec le purpurate d'ammoniaque, une dissolution et un précipité d'un beau jaune d'or; et il se forme, sur la surface de la dissolution, une pellicule irisée des plus brillantes, dans laquelle le vert et le jaune prédominent. Le docteur Proust considère les purpurates comme des sels anhydres, ou dépourvus d'eau, et composés de deux atômes d'acide et d'un atôme de base. L'acide purpurique et ses composés constituent probablement les bases d'un grand nombre de couleurs animales et végétales. Le sédiment cramoisi rose bien connu, qui se voit dans l'urine des personnes tourmentées d'affections fibriques, paraît devoir principalement sa couleur au purpurate d'ammoniaque, et peut-être, par fois, au purpurate de soude.

La dissolution d'acide urique dans l'acide nitrique tache la peau d'une couleur permanente, qui, au soleil, devient d'un pourpre foncé. Ces faits, qui paraissent justement déduits des expériences du docteur Proust, ont été révoqués

en doute par M. Vauquelin; mais le docteur Proust attribue le peu de succès de ce savant dans ses essais sur l'acide purpurique, à ce qu'il a opéré sur un acide urique impur. Nous pensons que les expériences du docteur Proust méritent une entière confiance. Il est difficile, suivant lui, d'obtenir de l'acide purpurique de l'acide urique de concrétions urinaires. (*Phil. Trans.* 1813, *et Annals of Phil.*, vol. XIV.)

ACIDE PYROLIGNEUX. Par la distillation destructive du bois de toute espèce, on obtient un acide, qu'on appela autrefois *esprit de bois*, et depuis *acide pyroligneux*.

Fourcroy et M. Vauquelin firent connaître que cet acide était simplement de l'acide acétique, sali par de l'huile empyreumatique et du bitume. (*Voyez* ACIDE ACÉTIQUE.)

On trouvera à l'article *acide acétique*, un exposé complet de la production et de la purification de l'acide pyroligneux. Nous ajouterons ici qu'on découvrit, il y a quelques années, que cet acide a la propriété de garantir les substances animales de la putréfaction. Il suffit de plonger, pendant quelques momens, de la viande dans cet acide, même légèrement empyreumatique, pour la rendre susceptible d'être conservée tout aussi long-temps qu'on voudra. La putréfaction, non-seulement s'arrête, dit-on, mais encore elle rétrograde. On a attribué en partie cet effet à l'huile empyreumatique; et, en conséquence, on a ainsi rendu raison de celui de la fumée, pour la conservation des langues, des jambons, des harengs, etc. Le docteur Jorg, de Leipsick, a entièrement restauré plusieurs préparations astronomiques qui avaient éprouvé un commencement de corruption, en mettant de cet acide sur elles. Il barbouillait d'huile empyreumatique ou de goudron des morceaux de chair déjà sensiblement gâtés; et quoique la saison fût chaude, ils devinrent promptement secs et sains. Aux faits ci-devant établis, M. Ramsay, de Glascow, fabricant distingué d'acide pyroligneux, et bien connu pour la pureté de son vinaigre de bois, a récem-

ment ajouté les faits suivans, *Edimburgh, Philosophical Journal*, numéro 5. Si, après avoir trempé simplement du poisson dans de l'acide pyroligneux distillé une seconde fois, d'une pesanteur spécifique de 1,012, on le fait sécher à l'ombre, il se conserve parfaitement bien. Des harengs traités ainsi, qu'on fit bouillir, avaient un goût très-agréable, et sans aucun mélange de celui d'empyreume que, dans ses premières expériences, conservaient ceux qui étaient restés pendant trois heures dans l'acide. Des merluches, en certain nombre, après avoir été séchées, fendues et légèrement arrosées de sel pendant six heures, furent, étant pressées, trempées pendant environ trois secondes dans de l'acide pyroligneux, et ensuite suspendues à l'ombre pendant six jours. Après avoir fait alors bouillir ce poisson, il était d'un goût beaucoup plus agréable qu'à l'ordinaire. Du bœuf, traité de la même manière, avait le goût de bœuf de Hambourg, et se conservait aussi bien. M. Ramsay a reconnu depuis, qu'en humectant, au moyen d'un morceau de drap ou d'une éponge, la surface de viande fraîche avec son vinaigre parfaitement purifié, d'une pesanteur spécifique de 1,034, cette viande se conservait douce et saine pendant un plus grand nombre de jours en été, que cela n'aurait eu lieu autrement. L'immersion pendant une minute dans son vinaigre ordinaire purifié, de la pesanteur spécifique de 1,009, préserve le bœuf et le poisson de toute atteinte de corruption dans l'été, pourvu qu'ils soient suspendus et séchés à l'ombre. Lorsque, par un usage fréquent de cet acide pyroligneux, il est devenu impur, on peut le clarifier, en battant une douzaine d'œufs, à la manière ordinaire, dans vingt gallons (environ 76 litres) de ce liquide, et en chauffant le mélange dans une chaudière de fer. Avant l'ébullition, les œufs, en se coagulant, entraînent les impuretés, qu'ils amènent ainsi à la surface de la liqueur, d'où on les enlève en l'écumant avec soin. Il faut décanter aussitôt l'acide de la chaudière, parce qu'il a de l'action sur le fer.

ACIDE PYROLITIQUE (PYROURIQUE). En distillant dans une cornue des concrétions d'acide urique, il se forme des lames d'un blanc argentin. Ces cristaux sont du pyrolithiate ou pyro-urate d'ammoniaque. Si l'on ajoute la dissolution de ce pyro-urate à celle de sous-acétate de plomb, il se produit un précipité de pyro-urate de plomb. Ce précipité, convenablement lavé, étant agité avec de l'eau, on le décompose par du gaz hydrogène sulfuré. La liqueur surnageante est alors une dissolution d'acide pyro-urique, qui fournit, par évaporation, de petits cristaux aciculaires. Soumis à l'action de la chaleur, ces cristaux fondent et se subliment en aiguilles blanches. Ils sont solubles dans quatre parties d'eau froide, et la dissolution rougit les couleurs bleues végétales. L'alcool bouillant dissout l'acide; mais en refroidissant, il le dépose en petits grains blancs. L'acide nitrique le dissout sans lui faire éprouver de changement; et c'est en cela que l'acide pyro-urique diffère de l'acide urique, qui, par l'action de l'acide nitrique, peut être transformé en purpurate d'ammoniaque. Le pyro-urate de chaux cristallise en stalactites, dont la saveur est plus amère et légèrement âcre. Il consiste dans 91,4 acide + 8,6 chaux. Le pyro-urate de baryte est une poudre presque insoluble. Les pyro-urates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles, et les deux premiers sont susceptibles de cristalliser. En faisant passer à une chaleur rouge de l'acide pyro-urique sur de l'oxide de cuivre à l'état d'ignition, cet acide est décomposé en 44,32; oxigène, 28; 29 carbone; 16,84 azote et 10 hydrogène.

ACIDE PYROMALIQUE. Lorsqu'on distille dans une cornue de l'acide malique ou sorbique, car c'est un seul et même acide, il se sublime, au col de la cornue, un acide en aiguilles blanches, et il passe dans le récipient un acide liquide. Ce liquide donne, par l'évaporation, des cristaux constituant un acide particulier, auquel on a donné le nom

ci-dessus d'acide pyromalique. Ces cristaux, permanens à l'air, se fondent à la température de 47,5 degrés centigrades, et se prennent alors, par refroidissement, en une masse blanche nacrée, cristallisée en aiguilles divergentes. Ces cristaux, projetés sur des charbons ardens, s'exhalent complètement en une fumée âcre, qui provoque la toux. Exposés à une forte chaleur dans une cornue, ils se subliment en partie en aiguilles, et sont en partie décomposés. Ils sont très-solubles dans l'alcool à 40 degrés, et dans deux fois leur poids d'eau à la température ordinaire de l'atmosphère. Cette dissolution rougit fortement la teinture de tournesol; elle forme avec l'acétate de plomb et le nitrate de mercure des précipités floconneux, mais elle ne précipite pas l'eau de chaux. En y versant de l'eau de baryte, il s'y produit un précipité blanc pulvérulent, qui se redissout par l'addition d'eau froide, et donne ensuite, par évaporation ménagée, des paillettes d'un blanc argentin, qui sont un pyro-malate de baryte. Ces cristaux consistent dans 100 acide et 185,142 baryte, ou en atômes équivalens de 5,24 + 9,70.

Le pyro-malate de potasse peut s'obtenir en cristaux, ayant la forme de plumes, et qui sont déliquescens. Le pyro-malate de plomb se présente d'abord en flocons blancs; se convertissant, peu de temps après, en une gelée demi-transparente, qui, après avoir été délayée dans l'eau, et recueillie dans cet état sur un filtre, s'y cristallise, au bout de quelque temps, en aiguilles nacrées très-brillantes. M. Lassaigne examina les cristaux blancs en aiguilles, qui, dans la préparation de l'acide, se subliment vers la fin de l'opération, et il crut devoir conclure, des propriétés qu'il leur reconnut, que c'était un acide particulier.

ACIDE PYRO-TARTARIQUE. Après avoir introduit dans une cornue de verre lutée, du tartre, ou plutôt de l'acide tartarique, jusqu'à ce qu'elle en soit à moitié remplie, on adapte à cette cornue un récipient tubulé. En appliquant

alors la chaleur, qu'on pousse par degrés jusqu'au rouge, les produits liquides contiennent l'acide pyro-tartarique, d'une couleur brune, que lui donne son état d'impureté. Aprés avoir alors filtré ces produits liquides à travers du papier, préalablement imbibé d'eau, afin d'en séparer la matière huileuse, on sature la liqueur filtrée avec du sous-carbonate de potasse, et on l'évapore à siccité. Le résidu est ensuite redissous, et la dissolution filtrée sur du papier mouillé. En répétant ainsi plusieurs fois, ces opérations d'évaporation, de dissolution et de filtration, on parvient à séparer toute l'huile. Le sel étant alors desséché, on le traite dans une cornue de verre, et à une douce chaleur, avec de l'acide sulfurique étendu. Il passe d'abord, avant tout, dans le récipient, une liqueur contenant évidemment de l'acide acétique; mais vers la fin de la distillation, il se condense à la voûte de la cornue un sublimé blanc et lamelleux, qui est l'acide pyro-tartarique parfaitement pur.

L'acide pyro-tartarique est extrêmement acide, et il rougit fortement la teinture de tournesol. Chauffé dans un vase ouvert, l'acide s'élève en une fumée blanche, sans laisser le résidu charbonneux, qui reste dans la cornue, lorsque c'est dans ce vaisseau qu'on le chauffe. Cet acide est très-soluble dans l'eau, d'où il se sépare sous forme de cristaux par évaporation spontanée. Les bases salifiables se combinent avec lui, formant ainsi des pyro-tartrates, parmi lesquels ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, de baryte, de strontiane et de chaux, sont très-solubles. Celui de potasse est déliquescent, soluble dans l'alcool, et susceptible de cristalliser en lames, comme l'acétate de potasse; ce pyrotartrate précipite l'acétate de plomb et le nitrate de mercure, tandis que l'acide pyro-tartarique lui-même, ne précipite que le dernier. C'est à Rose qu'est due la découverte de cet acide, qu'on avait autrefois confondu avec l'acide acétique.

ACIDE ROSACIQUE. Il se forme dans l'urine des per-

sonnes attaquées de fièvres intermittentes et nerveuses, un sédiment de couleur rosée, par fois en cristaux rougeâtres: M. Proust reconnut le premier ce sédiment, comme étant un acide particulier, que M. Vauquelin examina depuis. Cet acide est solide, d'un rouge de cinabre vif, sans odeur; sa saveur est faible, mais il rougit très-sensiblement la teinture de tournesol. Mis sur un charbon incaudescent, il est décomposé en une vapeur piquante, qui n'a rien de l'odeur d'une matière animale qui brûle. Il est très-soluble dans l'eau, et même il se ramollit à l'air. L'alcool le dissout. Il forme des sels solubles avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, la baryte, la strontiane et la chaux. Il produit un précipité légèrement rose dans l'acétate de plomb. Il se combine aussi avec l'acide urique, avec lequel il forme une union tellement intime, que l'acide urique, en se précipitant de l'urine, entraîne avec lui l'acide rosacique, quoique celui-ci soit déliquescent. On obtient l'acide rosacique pur, en traitant avec de l'alcool, le sédiment de l'urine.

ACIDE SACCHO-LACTIQUE. (*Voyez* Acide mucique.)

ACIDE SÉBACIQUE. Lorsqu'on soumet à l'action d'une très-grande chaleur 3 ou 4 kilogrammes de graisse de porc, dans une cornue de grès, pouvant contenir le double de cette quantité, et communiquant, au moyen d'une allonge, avec un récipient refroidi, les produits susceptibles de se condenser, consistent principalement dans de la graisse altérée par le feu, mêlée avec une petite quantité d'acide acétique et d'acide sébacique. On traite à plusieurs reprises ce produit par de l'eau bouillante, en agitant la liqueur, la laissant ensuite refroidir, la décantant à chaque fois, et l'on finit par y ajouter de la dissolution d'acétate de plomb avec excès. Il s'y produit sur-le-champ un précipité blanc floconneux de sébate de plomb, qu'il faut réunir sur un filtre, laver et sécher. On introduit alors le sébate de plomb dans une

fiole, et l'on verse dessus en quantité, égale à son poids, de l'acide sulfurique étendu de 5 ou 6 parties d'eau. En exposant cette fiole à une température d'environ 100 degrés centigrades, l'acide sulfurique se combine avec l'oxide de plomb et met en liberté l'acide sébacique, qui reste en dissolution dans la liqueur : on la filtre pendant qu'elle est encore chaude, l'acide sébacique y cristallise à mesure qu'elle refroidit; et, après l'avoir bien lavé pour le dépouiller complètement de l'acide sulfurique qui y adhère, on le fait sécher à une douce chaleur.

L'acide sébacique est inodore: il a peu de saveur; mais il rougit visiblement le papier de tournesol. Sa pesanteur spécifique excède celle de l'eau, et ses cristaux sont de petites aiguilles blanches ayant peu de consistance. Exposé à la chaleur, il se fond, est décomposé et s'évapore en partie. L'air ne lui fait éprouver aucun changement. Il est beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide; d'où il suit, que de l'eau bouillante, saturée de cet acide, prend, en refroidissant, une consistance à-peu-près solide. L'alcool le dissout en grande proportion à la température ordinaire.

L'acide sébacique forme avec les alcalis des sels neutres solubles; mais, si l'on verse dans leurs dissolutions concentrées des acides sulfurique, nitrique, ou muriatique, l'acide sébacique est séparé, et se dépose aussitôt en grande quantité. Il donne lieu à précipités avec les acétates et nitrates de plomb, de mercure et d'argent.

Tel est l'exposé sur l'acide sébacique, présenté par M. Thénard, dans le troisième volume de son Traité de Chimie publié en 1815. Dans une dissertation intéressante que M. Berzelius avait fait paraître en 1806, ce savant avait eu pour objet de prouver que le nouvel acide sébacique de M. Thénard, n'était autre chose que l'acide benzoïque, sali par la graisse, dont on peut cependant le dépouiller, de manière à l'amener à l'état d'acide benzoïque ordinaire. M. Thénard ne fait aucune remarque sur cette opinion émise par

M. Berzelius; mais il termine son article sur l'acide sébacique par faire observer, qu'il n'est connu que depuis quatorze à quinze ans, et que cet acide ne doit point être confondu avec celui qui, avant ladite époque, était désigné par ce nom ; ce dernier acide, d'une odeur forte et repoussante, n'était suivant lui, que de l'acide acétique, ou de l'acide muriatique, ou de la graisse qui avait été altérée de manière ou d'autre selon le procédé employé pour sa préparation.

ACIDE SORBIQUE. L'acide des pommes, connu sous le nom d'acide malique, s'obtient le plus convenablement, et dans le plus grand état de pureté, des baies du frêne de montagne, appelé *sorbus* ou pyrus *aucuparia*, d'où lui est venu son nom actuel d'acide sorbique. MM. Donovan et Vauquelin, qui ont publié des dissertations intéressantes sur cet acide, le supposèrent être un acide nouveau et particulier; mais il paraît aujourd'hui que l'acide sorbique, et l'acide malique *pur* sont identiques.

Après avoir pilé dans un mortierdes baies mures de sorbier, on les presse dans un sac de toile. On en obtient ainsi près de la moitié de leur poids de suc, d'une pesanteur spécifique de 1,077. En abandonnant alors à lui-même ce suc visqueux pendant une quinzaine de jours à une température modérément chaude, il éprouve la fermentation vineuse, et pourrait fournir de l'alcool. Ce changement l'a rendu clair, et susceptible de passer aisément à travers le filtre, et l'acide sorbique lui-même n'est pas altéré. On mêle alors ce suc ainsi clarifié, avec une dissolution filtrée d'acétate de plomb. Le précipité qui se produit ayant été séparé par le filtre, et lavé d'abord à l'eau froide, on verse dessus une grande quantité d'eau bouillante, qu'on laisse s'écouler, en le traversant, dans des jarres de verre. Au bout de quelques heures, il se dépose, dans cette liqueur, des cristaux d'une grande beauté, et ayant beaucoup d'éclat. Après avoir lavé ces cristaux avec de l'eau froide, on les fait redissoudre dans de l'eau bouillante, et la dissolution filtrée est mise à cristalliser. On rassemble alors les

cristaux nouvellement formés pour les faire bouillir pendant une demi-heure, dans 2,3 leur poids d'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1,090, en remplaçant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, et en ayant soin de remuer le mélange avec une baguette de verre. Après avoir alors décanté la liqueur claire dans une jarre de verre élevée d'un petit diamètre, on y fait passer, pendant qu'elle est encore chaude, un courant de gaz hydrogène sulfuré. Lorsque tout le plomb a été précipité en un sulfure de ce métal, on filtre la liqueur, après quoi on la fait bouillir dans un vase ouvert, jusqu'à ce que le gaz hydrogène sulfuré qu'elle pourrait retenir encore, en ait été chassé. Dans cet état de la liqueur, c'est une dissolution d'acide sorbique.

Lorsque cette dissolution est évaporée jusqu'en consistance de sirop, elle forme des masses mamelonnées de structure cristalline; il y reste encore une quantité d'eau considérable, et cette masse sirupeuse est déliquescente à l'air. Sa dissolution est transparente, incolore, dépourvue d'odeur, mais d'une saveur acide énergique. Les eaux de chaux et de baryte ne sont pas précipitées par la dissolution de l'acide sorbique, quoique le sorbate de chaux soit presque insoluble. L'une des propriétés les plus caractéristiques de cet acide est celle qu'il a de produire avec l'acétate de plomb, un précipité, qui, d'abord blanc est floconneux, prend ensuite un aspect cristallin brillant. Cet acide forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels cristallisables contenant un excès d'acide. Le sorbate de potasse est déliquescent, celui de baryte consiste, suivant M. Vauquelin, sur 100 parties, dans 47 parties d'acide sorbique et 53 parties de baryte. Le sorbate de chaux bien desséché, paraît être composé de 67 acide + 33 chaux = 100. Le sorbate de plomb, qui, en dissolution, conserve, ainsi que la plupart des autres sorbates, une saveur acidule, consiste à l'état sec, dans 33 acide + 67 oxide de plomb = 100. Le sorbate ordinaire contient 12,5 pour 100 d'eau. M. Vauquelin fait observer, que M. Donovan s'était trompé en supposant qu'il avait obtenu

un sur-sorbate et un sous-sorbate de plomb; il n'existe, suivant lui, qu'un sorbate de cette base. Ce sel est à-peu-près insoluble dans l'eau froide, mais un peu moins dans l'eau bouillante. Il cristallise par le refroidissement de cette dissolution, sous la forme de ces belles aiguilles blanches et éclatantes, dont il a déjà été parlé. Il se présente un phénomène remarquable, lorsqu'on fait bouillir du sorbate de plomb dans l'eau. Tandis qu'une partie du sel sature l'eau, l'autre portion, manquant d'une quantité de ce liquide suffisante pour le dissoudre, est fondue en partie, et maintenue d'abord à la surface de la liqueur par la force de l'ébullition; mais au bout de quelque temps, elle tombe au fond du vaisseau et y adhère fortement à mesure qu'elle refroidit.

Pour se procurer l'acide sorbique, M. Braconnot saturait avec de la craie le suc exprimé des fruits du sorbier des oiseleurs, broyés, un peu avant leur maturité, dans un mortier de marbre. Ce suc était évaporé jusqu'à consistance de sirop, en ayant soin d'enlever l'écume à mesure qu'elle se formait. Il ne tardait point à se précipiter un sorbate de chaux grenu, qu'il décomposait ensuite par du carbonate de soude. Il se formait un sorbate de soude sali par une matière colorante rouge, dont il le dépouillait en le faisant bouillir, pendant quelques minutes, avec de l'eau de chaux; et, après avoir filtré la liqueur, il en séparait la chaux, en y faisant passer un courant de gaz acide carbonique; puis il y versait du sous-acétate de plomb, et dégageait l'acide sorbique du sorbate de plomb formé, au moyen de l'acide sulfurique affaibli, aidé de la chaleur.

M. Vauquelin, qui analysa l'acide dans des sorbates secs de cuivre et de plomb, en établit les parties constituantes ainsi qu'il suit :

Hydrogène.	16,8
Carbone.	28,3
Oxigène.	54,9
	100,0

Les analyses, par M. Vauquelin, des sorbates de plomb, de chaux et de baryte, donnent, pour les atômes équivalens de cet acide, les nombres 7,0, 7,23 et 8,6. Si l'on adopte le nombre 7,23 que donne le sorbate de chaux, parce que c'était le seul qui fût parfaitement neutre, alors on aura le rapport suivant d'atômes équivalens :

		Théorie.	Expérience.
4 atômes oxigène. . . =	4 . .	53,3 . .	54,9
3 atômes carbone. . . =	2,25 . .	30,» . .	28,3
10 atômes hydrogène. =	1,25 . .	16,7 . .	16,8
	7,50 . .	100,0 . .	100,0

L'approximation de ces suites de proportions fait connaître et confirme l'exactitude des recherches de M. Vauquelin.

Le sorbate de chaux étant obtenu à l'état neutre par l'addition de carbonate de potasse à la dissolution acidule, il faudrait le mêler promptement avec autant de carbonate de chaux qu'il en serait nécessaire pour diminuer le nombre équivalent apparent, de 7,50 à 7,230, surtout celui pour le sorbate de baryte n'étant pas de moins de 8,6. La composition du sorbate de chaux, alors devenue 67,7 et 32,3, au-lieu de 67 et 33, l'atôme équivalent de l'acide serait 7,5, comme la dernière analyse l'indique.

L'acide sorbique pur paraissant être dépourvu d'odeur et de couleur, et sa saveur étant agréable, il pourrait être substitué, dans son emploi en médecine et dans les arts, aux acides tartarique et citrique.

On peut obtenir aussi le même acide du suç de pommes.

ACIDE SUBÉRIQUE. Ce fut Brugnatelli qui obtint cet acide du liége, et, depuis, il fut plus complètement examiné par M. Bouillon-Lagrange. Pour se procurer cet acide, on met, dans une cornue tubulée, du liége râpé; et, après avoir versé dessus six fois son poids d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,26, on distille le mélange à une

douce chaleur, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges. A mesure que la distillation s'avance, il se présente à la surface de la liqueur, dans la cornue, une matière jaune comme de la cire. Tandis que le tout est encore chaud, on le verse dans un vase de verre qu'on place sur un bain de sable, et on l'y maintient à une douce chaleur, en remuant sans discontinuer, avec une baguette de verre. La matière s'épaissit ainsi peu-à-peu; et sitôt que l'on voit se dégager des vapeurs blanches, on retire le vase de dessus le bain de sable, en continuant de remuer jusqu'à ce que la masse soit refroidie. On aura, en procédant de cette manière, une masse de consistance de miel, d'un jaune orangé, d'une odeur vive et pénétrante lorsqu'elle est chaude, tandis qu'il s'en exale une odeur aromatique particulière lorsqu'elle est froide. On verse sur cette masse le double de son poids d'eau bouillante; on chauffe jusqu'à ce qu'elle se liquéfie; puis on filtre. A mesure que la liqueur filtrée refroidit, elle dépose un sédiment pulvérulent, et se recouvre d'une pellicule légère. On sépare le sédiment par le filtre, et la liqueur est évaporée presque jusqu'à siccité.

La masse ainsi obtenue est l'acide subérique; on peut le mettre à l'état de pureté en le saturant par un alcali, en le précipitant ensuite par un acide, et en faisant bouillir l'acide subérique avec de la poussière de charbon.

M. Chevreul obtenait l'acide subérique en faisant digérer seulement de l'acide nitrique sur du liége râpé, sans distillation, et il le purifiait en le lavant avec de l'eau froide. On peut obtenir 1 partie d'acide de 12 parties de liége. Cet acide pur est blanc et pulvérulent, d'une saveur faible, et ayant peu d'action sur le tournesol. Il est soluble dans 80 parties d'eau, à la température de 13 degrés centigrades, et dans 33 parties de ce liquide, à la chaleur de 60 degrés centigrades. Cet acide se dissout en beaucoup plus grande proportion dans l'alcool, d'où l'eau sépare une portion de l'acide subérique. Il précipite en blanc l'acétate de plomb, les nitrates

de plomb, de mercure et d'argent, le muriate d'étain et le protosulfate de fer. Il n'occasionne pas de précipité dans les dissolutions de cuivre et de zinc. Les subérates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont très-solubles. Les deux derniers peuvent cristalliser aisément. Les subérates de baryte, de chaux, de magnésie et d'alumine sont peu solubles.

ACIDE SUCCINIQUE. Il a été connu depuis long-temps que l'ambre, soumis à la distillation, fournit une substance cristallisée qui se sublime à la partie supérieure du vaisseau. Avant que la nature de cet acide fût connue, on l'appelait *sel d'ambre;* mais on sait aujourd'hui, d'après la découverte qu'en fit Boyle, que c'est un acide particulier. Cet acide est mêlé d'abord avec un peu d'huile, qui donne à ses cristaux une couleur brunâtre; mais on peut les purifier par des dissolutions et cristallisations, répétées autant de fois que cela est nécessaire, jusqu'à ce qu'ils soient devenus transparens et brillans. Pott recommande de mettre sur le filtre, à travers lequel la dissolution passe, un peu de coton préalablement imbibé d'huile d'ambre. La figure de ces cristaux est celle d'un prisme triangulaire. Leur saveur est acide, et ils rougissent la couleur bleue du tournesol, mais sans produire le même effet sur celle de violettes. Ils sont solubles dans moins de deux parties d'alcool bouillant, dans deux parties d'eau à la température de l'ébullition, et dans vingt-cinq parties d'eau froide. M. Planche, pharmacien à Paris, fait observer, qu'on pourrait recueillir une quantité considérable de cet acide en faisant du vernis d'ambre, parce que ce qu'il s'en sublime, lorsqu'on le fait fondre pour cette préparation, est perdu.

De tous les procédés qui ont été proposés pour purifier cet acide, celui de Richter paraît être le meilleur. Il consiste à faire dissoudre l'acide dans l'eau chaude, à filtrer cette dissolution, à la saturer ensuite par de la potasse ou de la soude, et à la faire bouillir avec du charbon, qui absorbe la matière huileuse. Après avoir filtré de nouveau la dissolution, on y

verse du nitrate de plomb ; il en résulte un succinate de plomb insoluble, dont on extrait l'acide pur, par digestion dans la quantité équivalente d'acide sulfurique. On reconnaîtra, au moyen du nitrate ou du muriate de baryte, s'il est resté de l'acide sulfurique mêlé avec la dissolution succinique ; et s'il en est ainsi, il pourra être séparé, en faisant digérer la liqueur avec un peu plus de succinate de plomb. L'acide succinique pur peut être obtenu, par évaporation, en cristaux prismatiques blancs, transparens. Leur saveur a quelque chose d'âcre, et ils rougissent fortement la teinture de tournesol. Exposé à la chaleur, l'acide succinique fond, et se décompose en partie. Il est inaltérable à l'air ; il est soluble et dans l'eau et dans l'alcool, et en beaucoup plus grande proportion lorsque ces liquides sont chauffés. Le nombre équivalent de cet acide, déterminé par M. Berzelius, est 6,20 ; et il est composé, sur 100 parties, de 4,51 hydrogène, 47,6 carbone, 47,888 oxigène, ou 2 + 4 + 3 atômes.

Avec la baryte et la chaux, l'acide succinique forme des sels peu solubles ; il s'unit, avec la magnésie, en une substance épaisse de nature gommeuse. Les succinates de potasse et d'ammoniaque sont susceptibles de cristalliser et déliquescens ; celui de soude n'attire pas l'humidité. On fait usage, dans l'analyse, du succinate d'ammoniaque pour opérer la séparation de l'oxide de fer.

ACIDE SULFOVINIQUE. M. Vogel a donné ce nom à un acide, ou à une classe d'acides, qu'on peut obtenir, en mettant ensemble en digestion, avec chaleur, de l'alcool et de l'acide sulfurique. Il paraît probable que cet acide est simplement l'acide hypo-sulfurique, combiné avec une matière huileuse particulière.

ACIDE SULFURIQUE. Lorsqu'on expose du soufre à la chaleur de 82 à 88 degrés centigrades, dans un vaisseau ou-

vert, il se fond, et bientôt après il émet une flamme bleuâtre, visible dans l'obscurité, mais qui, à la lumière du jour, a l'apparence d'une fumée blanche. Cette flamme a une odeur suffocante, et si peu de chaleur, qu'elle n'enflammerait pas de la filasse, ou même la poudre à canon; de sorte que, de cette manière, le soufre peut être entièrement consumé hors de lui. Si l'on augmente la chaleur, le soufre entre en ébullition, et il brûle subitement en une flamme beaucoup plus lumineuse, en continuant d'exhaler la même vapeur suffocante.

La vapeur suffocante de soufre s'imbibe d'eau, et forme ainsi le liquide appelé autrefois *acide vitriolique volatil*, et aujourd'hui acide sulfureux. Si l'on expose pendant quelque temps ce liquide à l'air, il perd l'odeur sulfureuse qu'il avait d'abord, et l'acide devient plus fixe : c'est alors le liquide anciennement connu sous le nom d'*esprit de vitriol*. On en peut chasser beaucoup d'eau par le moyen de la chaleur, et l'acide dense qui reste est l'acide sulfurique, nommé ordinairement *huile de vitriol;* dénomination qui lui fut probablement donnée à raison du petit bruit qu'il fait lorsqu'on le verse, et de ce qu'étant frotté entre les doigts, il est onctueux au toucher; ce qui provient de ce qu'il corrode et détruit la peau avec laquelle il forme un composé savonneux.

On a reconnu que la pierre ou le minéral appelé pyrite martiale, qui consiste pour la plus grande partie en soufre et fer, se convertissait, par son exposition à l'air et à l'humidité, dans le sel vulgairement appelé *vitriol vert*, mais plus convenablement *sulfate de fer*. Dans ce procédé naturel, la pyrite se brise, et tombe en morceaux; et si le changement a lieu rapidement, il en résulte une augmentation considérable de température, qui suffit quelquefois pour mettre la masse en feu. Si cette opération est conduite de manière à ce qu'elle ait exactement lieu, on trouve qu'il y a de l'oxigène absorbé. La masse étant dissoute dans l'eau, et la dissolution évaporée, on obtient le sulfate en cristaux.

On se procurait autrefois l'acide sulfurique en Angleterre,

ainsi que cela se pratique encore dans beaucoup d'autres pays, par distillation du sulfate de fer. C'est du vitriol vert commun qu'on faisait usage à cet effet, parce qu'il se trouve dans le commerce à un prix moins élevé, et que l'acide s'en extrait avec le plus de facilité. Quant à l'opération elle-même, il convient d'y procéder de la manière qui suit : 1.° il faut calciner le vitriol dans un vaisseau de fer ou de terre, jusqu'à ce que sa couleur paraisse être d'un rouge jaunâtre; il perdra, par cette calcination, la moitié de son poids. Elle a pour objet d'enlever à ce sel la plus grande partie de l'eau qu'il a entraînée avec lui dans sa formation en cristaux, et qui autrement, dans la distillation subséquente, affaiblirait considérablement l'acide. Aussitôt après cette calcination du vitriol, on l'introduit encore chaud dans une cornue de terre lutée, qu'on en remplit aux deux tiers, afin d'y laisser un espace vide suffisant pour sa dilatation par la chaleur, et prévenir ainsi la rupture de la cornue. Ce sera une très-bonne précaution aussi que celle de poser immédiatement la cornue à sa place dans un fourneau à réverbère, et d'en tenir le bec bouché jusqu'à ce que la distillation commence, pour y fermer accès à l'humidité de l'air que le sel, qui y est contenu, pourrait attirer. En commençant la distillation, la cornue est débouchée, et on la chauffe doucement pour chasser du vitriol toute la portion de phlegme, qui affaiblit la saveur de l'acide, et qu'on peut recevoir dans un vase ouvert placé sous la cornue; mais dès qu'il se présente des gouttes d'acide, il faut y adapter un récipient, dans lequel on a préalablement introduit du liquide acidule, qui a été déjà recueilli, dans la proportion d'un vingt-quatrième du poids de vitriol calciné, et après quoi, on lute convenablement ce récipient. On pousse alors le feu par degrés jusqu'à celui de la chaleur la plus intense, et l'on a soin de tenir couvert avec du linge, et en hiver avec de la neige ou de la glace, le récipient, parce que l'acide y passant sous forme d'une vapeur blanche épaisse, qui vers la fin de l'opé-

ration acquiert de la chaleur, elle l'échauffe considérablement. Il faut continuer le feu à ce haut degré pendant plusieurs jours, jusqu'à ce qu'il ne s'élève plus de vapeur de la coruue, et qu'on nevoie plus de gouttes couler sur ses parois. Dans le cas où l'on distille une grande quantité de vitriol, M. Bernhardt a observé que l'émission de vapeurs continue ainsi pendant dix jours. Les vaisseaux étant entièrement refroidis, il faut enlever avec précaution le récipient, de manière qu'il n'y puisse rien tomber du lut; après quoi, le liquide qu'il contient est mis dans un flacon garanti de tout accès de l'air. Le liquide, ainsi obtenu, est l'acide sulfurique des Allemands. Bernhardt retira de 600 parties en poids de vitriol, 64 parties de cet acide liquide, et 52 parties seulement d'un acide sec concret, lorsqu'il n'avait pas été préalablement mis d'eau dans le récipient. L'acide, dans ce dernier état, fut autrefois appelé *huile de vitriol glacial*, et sa consistance est due à un mélange d'acide sulfureux, qui le rend susceptible de devenir solide à une température médiocre.

Il a été dernièrement établi par M. Vogel, qu'en distillant cet acide fumant à une douce chaleur dans une cornue de verre munie d'un récipient refroidi avec de la glace, la portion fumante passe d'abord, et qu'elle peut être obtenue à l'état solide, en arrêtant la distillation à temps : c'est ce qu'on a supposé constituer l'acide sulfurique absolu, ou dépouillé entièrement d'eau. Dans cet état, il est en filamens soyeux, rudes au toucher, difficiles à couper, ayant de la ressemblance avec l'asbeste. Cet acide, exposé à l'air, s'exhale fortement en fumées, et s'évapore peu-à-peu. Son action sur la peau n'est pas aussi rapide que celle de l'huile de vitriol concentré. Jusqu'à la température de 19 degrés centigrades, il continue d'être solide; mais au-dessus de ce terme, il devient une vapeur incolore, qui blanchit avec le contact de l'air. Versé dans de l'eau en petites quantités, il produit un bruit de sifflement semblable à celui auquel donnerait lieu l'immersion, dans ce liquide, d'un fer rouge de feu; projeté

dans l'eau en quantités plus grandes, il en résulte une espèce d'explosion. L'addition d'un cinquième de ce liquide, le convertit, dit-on, en acide sulfurique ordinaire. Cet acide dissout le soufre, en prenant une couleur bleue, verte ou brune, suivant la proportion du soufre dissous. La pesanteur spécifique de l'acide sulfurique fumant noir, préparé en grand à Nordhausen avec la couperose verte (sulfate de fer), est de 1,896. Sa composition n'a pas été bien déterminée.

L'acide sulfurique se fabrique aujourd'hui au moyen de la combustion du soufre. Cette opération exige trois conditions nécessaires : il faut présence d'oxigène pour entretenir la combustion; le vaisseau dans lequel elle a lieu doit être fermé, afin que la matière volatile qui s'élève ne puisse pas s'échapper, et il est besoin d'eau qui absorbe cette vapeur. Pour remplir ces conditions, on met un mélange de 8 parties de soufre et d'une partie de nitre dans un vaisseau convenable placé en-dedans d'une chambre de très-grande dimension, entièrement doublée en plomb, et dont le fond est recouvert d'eau. Le mélange étant allumé, il brûle pendant très-long-temps au moyen de l'oxigène que lui fournit le nitre; et l'eau, imbibant les vapeurs sulfureuses, devient par degrés, et de plus en plus, acide, après des combustions répétées, et l'acide est ensuite concentré par distillation.

Tel était l'exposé qu'on présentait ordinairement de cette opération, lorsque MM. Clément et Desormes firent voir, dans un mémoire très-intéressant, combien cet exposé était insuffisant pour rendre compte du résultat. 100 parties de nitre (nitrate de potasse) fourniront, par une combustion avec la quantité de soufre nécessaire convenablement conduite, 2000 parties d'acide sulfurique concentré. Or, ces 2000 parties contiennent 1200 parties d'oxigène, tandis qu'il n'en existe que 39,5 parties dans 100 parties de nitre; ce qui n'est pas la trentième partie de ce qui s'en trouve dans l'acide sulfurique résultant de la combustion du mélange. Mais après celle du soufre, le nitrate de potasse est converti

en sulfate et bisulfate de potasse; sels qui, mêlés avec le résidu de l'opération, contiennent autant d'oxigène qu'il y en avait primitivement dans le nitre; d'où il suit que l'origine des 1200 parties de l'oxigène dans l'acide sulfurique est encore à chercher. C'est à MM. Clément et Desormes qu'est due l'ingénieuse théorie qui suit, de la formation de l'acide sulfurique par la combustion du mélange de soufre et de nitre. Le soufre brûlant ou acide sulfureux enlève au nitre ou nitrate de potasse une portion de son oxigène, avec laquelle il forme de l'acide sulfurique, qui s'unit avec la potasse, et déplace un peu d'acides nitreux et nitrique en vapeur. Ces vapeurs sont décomposées par l'acide sulfureux, en gaz nitreux ou deutoxide d'azote. Ce gaz, naturellement un peu plus pesant que l'air, étant alors dilaté par la chaleur, s'élève subitement à la partie la plus élevée de la chambre, d'où il pourrait s'échapper par l'ouverture que les fabricans d'acide sont toujours obligés d'y laisser : autrement ils trouvent que l'acidification n'aurait pas lieu; mais dès que ce gaz nitreux vient en contact avec l'oxigène de l'atmosphère, il est immédiatement transformé en acide nitreux, qui alors s'unit à l'acide sulfureux. Ces acides ayant ainsi perdu leur forme gazeuse, et arrivant en contact avec l'eau qui garnit le fond de la chambre, leur union est détruite, et l'acide sulfureux est converti en acide sulfurique aux dépens de l'acide nitreux; et ce dernier acide, ainsi privé de la portion d'oxigène qu'il avait prise dans l'atmosphère, redevient gaz nitreux, et s'échappe sous cette forme; dans cet état, il reprend de l'oxigène à l'air, se convertit de nouveau en acide nitreux, s'unit avec l'acide sulfureux, et se dégage de nouveau à l'état de gaz nitreux, lorsque ces acides unis touchent l'eau du fond de la chambre. Ces combinaisons et décompositions successives continuent ainsi d'avoir lieu, jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux ait été converti en acide sulfurique; d'où l'on voit qu'un petit volume de vapeur nitreuse, en passant alternativement par les états d'acide nitreux

et de gaz nitreux, et, en conséquence de ces changemens, devient capable d'acidifier une grande quantité de soufre.

Lorsque l'eau qui recouvre le fond de la chambre, et qui s'est imprégnée par degrés d'acide sulfurique, est suffisamment chargée de cet acide, on la concentre en l'évaporant d'abord dans des chaudières de plomb, et ensuite dans des cornues de verre chauffées au bain de sable. On a substitué dernièrement au verre, dans plusieurs fabriques d'acide sulfurique, des alambics de platine, placés dans des pots de fonte de fer, de forme et de capacité correspondantes; et l'on a reconnu que le feu s'y conservait bien, et que la concentration s'opérait plus promptement.

Le mode le plus convenable à adopter pour la combustion du mélange de soufre et de nitre, de manière à produire la plus grande quantité d'acide sulfurique, est un problème qui a donné lieu, parmi les chimistes, à des opinions diverses. M. Thénard décrit, comme la meilleure manière de brûler le soufre dans les chambres, celle qui suit : Près d'un des côtés de la chambre, à quelques décimètres de son fond, on dispose horisontalement une plaque en fonte, munie d'un rebord, sur un fourneau qui traverse le fond de la chambre, et dont la cheminée n'a aucune communication avec celle-ci. C'est sur cette plaque qu'on place le mélange de nitre et de soufre; on l'y porte par une trappe faisant partie de la paroi latérale de la chambre, en s'appuyant inférieurement sur la plaque elle-même. Le mélange étant ainsi placé, la chambre fermée et son sol recouvert d'eau, on fait du feu peu-à-peu dans le fourneau; bientôt le soufre s'enflamme, et donne lieu aux produits qui viennent d'être décrits. Lorsque la combustion est achevée, ce qu'on voit par un petit carreau adapté à la trappe, on lève celle-ci; on retire le sulfate de potasse de dessus la plaque; on le remplace par un mélange de nitre et de soufre; on renouvelle l'air dans la chambre, en ouvrant la porte et une soupape opposée à la trappe; puis, après avoir refermé la trappe, la porte et la

soupape, on remet du feu dans le fourneau. On fait brûler ainsi de nouveaux mélanges, jusqu'à ce que l'acide ait acquis une pesanteur spécifique d'environ 1,390, en ayant soin de ne pas mettre plus de soufre que l'air de la chambre n'en peut acidifier. On retire alors l'acide de la chambre au moyen de robinets, et on le concentre.

Les détails qui suivent sont extraits d'un mémoire sur l'acide sulfurique, par le docteur Ure, publié dans le quatrième volume du *Journal of Science and the Arts*.

Le meilleur acide sulfurique du commerce que j'aie pu me procurer, contient de une demie à trois quarts de partie sur cent, de matière solide, saline, étrangère à la nature de l'acide. Cette portion de matière consiste dans des sulfates de potasse et de plomb, dans le rapport de 4 du premier de ces sels à 1 de l'autre. Il est, je pense, difficile de fabriquer directement l'acide, par les méthodes ordinaires, dans un état de plus grande pureté. L'acide ordinaire, tel qu'il se vend dans le commerce, contient souvent 3 ou 4 pour cent de matière saline. On y en introduit même parfois davantage, par l'emploi qu'on fait de nitre pour détruire la couleur brune que de la matière carbonacée donne à l'acide. On peut aisément déterminer la proportion de ces altérations, où accidentelles ou frauduleuses, de la pureté de l'acide, en faisant évaporer, dans une petite capsule de porcelaine, ou mieux encore de platine, un poids donné de cet acide. En plaçant sur des cendres rouges d'un feu ordinaire la capsule de platine, on aura, dans cinq minutes, un résultat exact. S'il reste plus de cinq parties de matière, de cinq cents parties de l'acide, on peut prononcer qu'il est sophistiqué.

La distillation est le mode au moyen duquel on obtient l'acide sulfurique concentré à l'état de pureté. Ce procédé est décrit dans les Traités de Chimie comme étant difficile et pouvant présenter quelque danger; mais je l'ai trouvé parfaitement sûr et commode, depuis que j'ai adopté, pour son exécution, le plan qui suit : Je pris une cornue de verre

uni, pouvant contenir de 2 à 4 litres d'eau; j'y introduisis environ un demi-litre de l'acide sulfurique (et quelques morceaux de verre), et je réunis cette cornue avec un gros ballon au moyen d'un tube de verre, long d'environ 1 mètre, et de 25 à 50 millimètres de diamètre, ce tube s'adaptant d'une manière très-aisée par l'une et l'autre de ses extrémités. La cornue étant placée sur un feu de charbon, on dirige doucement la flamme sur son fond. Lorsque l'acide commence à bouillir avec vivacité, il se produit de temps-en-temps des explosions soudaines de vapeur dense, qui occasionneraient infailliblement la rupture de vaisseaux plus petits; mais, dans cet appareil, ces expansions peuvent avoir lieu sans qu'il puisse en résulter aucun danger de ce genre, à raison de la grande capacité de la cornue et du récipient, et aussi de la libre communication avec l'air à l'une et l'autre extrémités du tube servant d'alonge. A-la-vérité, si la cornue était exposée à l'action d'une flamme d'une grande intensité, la vapeur se produirait sans doute avec une rapidité qui la rendrait incoercible, et cette vapeur briserait l'appareil. Mais cet accident ne peut avoir lieu que par quelque grande imprudence. Je me suis assuré que le calorique spécifique de la vapeur d'acide sulfurique est très-faible; et si, d'après l'observation du docteur Black, c'est la grande chaleur latente de la vapeur, qui donne lieu à ce qu'une masse d'eau, lorsqu'elle est fortement chauffée, fasse explosion dès que sa température arrive à celle de l'eau bouillante, il y aura peu de danger à courir pour ceux qui opéreront inconsidérément dans la distillation de l'acide sulfurique. Par cette raison aussi, il n'est pas nécessaire d'entourer le récipient d'eau froide, ainsi que cela se pratique dans la distillation de l'alcool, et de la plupart d'autres liquides. Et en effet, l'application du froid au fond du récipient, dans l'opération dont il s'agit, le fait généralement éclater; et par le mode de distillation ci-dessus, je suis parvenu à faire passer l'acide sulfurique concentré, ou huile de vitriol, de la cornue dans

le récipient, en un filet délié continu, sans que le ballon devienne sensiblement chaud.

J'ai souvent fait bouillir l'acide *distillé*, jusqu'à ce qu'il n'en reste plus que la moitié dans la cornue; et cependant, à la température de 60° Fahrenheit (15°,5 centigrades), je n'ai jamais pu obtenir l'acide assez concentré, pour que sa pesanteur spécifique excédât 1,8455. C'est, je crois, plus exactement, 1,8452. Le nombre 1,850, qu'on a coutume d'adopter pour indiquer la densité de l'huile de vitriol pur, est indubitablement très-erroné, et doit être corrigé. Celle de l'acide naturel du commerce ne devrait jamais excéder 1,8485; lorsqu'il est plus dense, on en peut inférer qu'il a été, ou fabriqué avec peu de soin, ou sophistiqué.

L'augmentation progressive de la densité de l'acide par de la matière saline qui le rend impur, sera rendue sensible, au moyen des expériences suivantes : à 4100 parties d'acide sulfurique du commerce, naturel, mais concentré seulement jusqu'à 1,8350, on ajouta 40 parties de sulfate de potasse sec. La dissolution étant complètement opérée, la pesanteur spécifique, à la température de 15,5 degrés centigrades, était devenue 1,8417; ainsi, à ces densités, l'addition de 0,01 de sel augmente la pesanteur spécifique d'environ 0,0067. Aux 4140 parties ci-dessus, on ajouta 80 autres parties de sulfate, et la pesanteur spécifique, après la dissolution, fut trouvée de 1,8526. On voit, qu'un peu plus de sel est actuellement nécessaire pour produire une augmentation proportionnelle de densité, 0,01 du sel ne la faisant varier que de 0,0055. 500 parties de cet acide évaporées dans une capsule de platine, laissèrent pour résidu 16,5 parties dont la composition était :

	Parties.
Sulfate de potasse, avec un peu de sulfate de plomb.	3,30
Eau de dissolution.	5,30
Acide sulfurique de 1,8485 de pesanteur spécifique.	91,40
	100,00

Ainsi l'acide de la pesauteur spécifique de 1,8526, qui dans le commerce aurait été considéré comme très-fort, contenait un peu plus de 91 pour 100 d'acide naturel ou pur.

On introduisit encore une nouvelle quantité de sulfate de potasse dans ce dernier acide de 1,8526, et la dissolution ayant été aidée par une douce chaleur, cette pesanteur spécifique devint, à la température de 15,5 degrés centigrades, de 1,9120. En évaporant 300 parties de cet acide, dans la capsule de platine, le résidu fut de 41 parties : nous avons donc près de 14 pour 100. Dans ce cas, il s'effectua, sur la densité, une augmentation de 0,0054, par 0,01 de sulfate. Ce liquide était composé de

Matière saline	14
Eau de dissolution	4,7
Acide sulfurique concentré de 1,8485 de pesanteur spécifique	81,3
	100,0

La proportion générale entre la densité et l'impureté peut être établie à 0,0055 de la première, et à 0,01 de la seconde.

Si d'un acide sulfurique concentré naturel, contenant $\frac{3}{4}$ de partie pour cent de matière saline, on retire une quantité considérable d'acide par distillation, ce qui reste dans la cornue se trouve être très-dense.

A la pesanteur spécifique de 1,865, un semblable acide contient 3,5 de sel solide sur 100 parties; le surplus est de l'acide pur concentré. Il se déposera au bout de quelques jours, de cet acide pesant, de très-petits cristaux, après quoi sa pesanteur spécifique devient 1,860, et sa transparence est parfaite; il contient environ 2,5 pour 100 de matière saline. Il s'ensuit que, si le chimiste fait usage pour ses recherches, d'un acide qui, quoique primitivement assez pur, ait été soumis à une longue ébullition, il s'exposera à commettre de grandes erreurs. Il paraît, d'après les dernières expériences, que de l'acide sulfurique *concentré* ne peut prendre

qu'un peu de matière saline, comparativement à ce dont il peut s'en charger lorsqu'il est un peu étendu. Il est évident aussi que ceux qui ne s'en rapportent qu'à la pesanteur spécifique seulement dans l'estimation de la valeur de l'acide sulfurique concentré, se mettent dans le cas d'être grandement trompés.

L'imprégnation saline exerce une influence importante sur toutes les densités aux degrés subséquens d'affaiblissement de l'acide, selon qu'il est plus étendu d'eau. Ainsi l'acide *concentré* pesant, impur, de la pesanteur spécique de 1,8650 étant ajouté à de l'eau dans la proportion de une partie de l'acide sur dix parties d'eau, en poids, il en résulta, au bout de vingt-quatre heures, un composé, dont la pesanteur spécifique était de 1,064; mais l'acide naturel le plus concentré, de même que l'acide distillé, étendu d'eau dans la même proportion, savoir de 1 + 10, devient de la pesanteur spécifique de 1,0602 seulement; tandis que l'acide de la densité de 1,852, contenant, ainsi qu'on l'a établi ci-devant, 5,5 pour 100 de sulfate de potasse combiné avec acide de 1,835, donne, étant étendu dans la même proportion, 1,058. Cette différence, quoique rendue très-évidente à l'aide de bons instrumens, est inappréciable dans l'appareil ordinaire du commerce; d'où il suit, que ce mode recommandé par M. Dalton pour reconnaître la valeur d'un acide, est insuffisant même pour découvrir une altération de 8 à 9 pour 100. Y avait-il présence d'un peu plus de sel dans l'acide? Alors la pesanteur spécifique de l'acide étendu serait devenue égale à celle de l'acide naturel. Avec mon acidomètre, un pour cent de détérioration ne pourrait manquer d'être découvert, par ceux-là même qui n'ont aucune connaissance de science.

La quantité d'oxide, ou plutôt de sulfate de plomb, que de l'acide sulfurique peut prendre, est beaucoup plus limitée qu'on ne se l'imagine communément. J'ajoutai beaucoup de carbonate de plomb à de l'acide sulfurique concentré, et après digestion à une douce chaleur en vaisseaux clos, pen-

dant vingt-quatre heures, en agitant parfois, sa pesanteur spécifique, prise à la température de 15,5 degrés centigrades, excédait à peine celle qu'elle avait avant l'expérience. Cet acide contenait environ 0,005 de sulfate de plomb.

La quantité d'eau présente dans 100 parties d'acide sulfurique concentré et pur, semble être assez exactement de 18,46.

Dans mes expériences, ayant pour objet de déterminer le rapport entre l'acide sulfurique concentré affaibli en l'étendant d'eau, et cet acide fort, je me servais d'une suite de fioles numérotées avec un diamant. On introduisit dans chaque fiole un mélange d'acide récemment concentré, et d'eau pure, dans les proportions successives de 99 + 1 ; 98 + 2 ; 97 + 3, etc., et une autre suite correspondante dans les proportions également successives de 1 acide + 99 eau; etc. Les fioles furent agitées de temps-en-temps pendant 24 heures, après quoi l'on prit la pesanteur spécifique. L'acide était naturel et bien concentré. Sa pesanteur spécifique était de 1,8485. On garda quelques-unes des fioles avec le mélange qu'elles contenaient, pendant une semaine ou deux; mais il n'en résulta aucun changement dans la densité. On fit usage dans un petit nombre de ces mélanges, d'acide *distillé* de la plus grande force possible, et ils donnèrent les mêmes résultats que les autres.

Des trois moyens bien connus de déterminer la pesanteur spécifique d'un liquide, savoir : par l'hydromètre de Fahreinheit; par le poids d'un vaisseau de capacité connue, rempli de ce liquide; par la mise en équilibre d'une boule de verre suspendue par un fil délié de platine, au bras d'une balance très-sensible, je préfère décidemment celui-ci. La propriété corrosive, la viscosité et le poids de l'acide sulfurique concentré, rendent les deux premières méthodes moins convenables à adopter; tandis qu'au moyen d'une boule flottant dans un liquide, dont la pesanteur spécifique ne diffère pas beaucoup de la sienne propre, la balance étant peu

chargée, conserve toute sa sensibilité, et donnera des résultats s'accordant le plus exactement entre eux.

En prenant la pesanteur spécifique de l'acide concentré ou légèrement étendu d'eau, il faut régler avec un soin minutieux la température, parce que d'après le peu de calorique spécifique de l'acide, il est aisément affecté, et que cette température a une grande influence sur la densité. En retirant le thermomètre, il s'élevera promptement dans l'air à 24 ou 27 degrés centigrades, quoique la température du lieu où l'on opère ne soit que de 15,5 degrés; il s'abaissera lentement ensuite peut-être à 15°,5 ou 16°,6. Si ce thermomètre ayant sa boule recouverte d'une pellicule d'acide étendu (par l'absorption de l'humidité atmosphérique), est plongé dans un acide fort, il s'élevera à l'instant de 5 degrés, ou plus, au-dessus de la température réelle du liquide. On obvie à cette source d'embarras pouvant donner lieu à erreur, en essuyant la boule du thermomètre après chaque immersion. Une élévation de température de 5,5 degrés centigrades diminue la densité de l'acide sulfurique concentré de 0,005; 1000 parties, chauffées de 15,5 degrés centigrades à 100, deviennent 1049 en volume, ainsi que je m'en suis assuré par des expériences faites avec beaucoup de soin. La pesanteur spécifique qui était de 1,848, n'est plus que de 1,772, qui est le nombre correspondant à un acide étendu de 14 pour 100 d'eau. La viscosité de l'acide sulfurique condensé, qui, au-dessous de 10 degrés centigrades, est telle, que la pesanteur spécifique devient difficile à déterminer par une boule flottante, diminue très-rapidement à mesure que la température s'élève, ce qui prouve qu'elle est une modification de l'attraction de cohésion.

La table qui suit de densités correspondantes aux divers degrés d'acide étendu, a été formée du résultat, pour chaque degré, d'une expérience particulière; et, de plus, elle a été vérifiée dans un grand nombre de ses termes, au moyen d'un acide encore plus étendu, ayant été préalablement

combiné avec une proportion d'eau connue. La balance était exacte et sensible.

Table de la quantité d'acide sulfurique concentré, et de cet acide sec dans 100 parties d'acide étendu, à différentes densités ; par le docteur Ure.

Acide liquide.	Pesanteur spécifique.	Acide sec.	Acide liquide.	Pesanteur spécifique.	Acide sec.	Acide liquide.	Pesanteur spécifique.	Acide sec.
100	1,8485	81,54	66	1,5503	53,82	32	1,2334	26,09
99	1,8475	80,72	65	1,5390	53,00	31	1,2260	25,28
98	1,8460	79,90	64	1,5280	52,18	30	1,2184	24,46
97	1,8439	79,09	63	1,5170	51,37	29	1,2108	23,65
96	1,8410	78,28	62	1,5066	50,55	28	1,2032	22,83
95	1,8376	77,46	61	1,4960	49,74	27	1,1956	22,01
94	1,8336	76,65	60	1,4860	48,92	26	1,1876	21,20
93	1,8290	75,83	59	1,4760	48,11	25	1,1792	20,38
92	1,8233	75,02	58	1,4660	47,29	24	1,1706	19,57
91	1,8179	74,20	57	1,4560	46,48	23	1,1626	18,75
90	1,8115	73,39	56	1,4460	45,66	22	1,1549	17,94
89	1,8043	72,57	55	1,4360	44,85	21	1,1480	17,12
88	1,7962	71,75	54	1,4265	44,03	20	1,1410	16,31
87	1,7870	70,94	53	1,4170	43,22	19	1,1330	15,49
86	1,7774	70,12	52	1,4073	42,40	18	1,1246	14,68
85	1,7673	69,31	51	1,3977	41,58	17	1,1165	13,86
84	1,7570	68,49	50	1,3884	40,77	16	1,1090	13,05
83	1,7465	67,68	49	1,3788	39,95	15	1,1019	12,23
82	1,7360	66,86	48	1,3697	39,14	14	1,0953	11,41
81	1,7245	66,05	47	1,3612	38,32	13	1,0887	10,60
80	1,7120	65,23	46	1,3530	37,51	12	1,0809	9,78
79	1,6993	64,42	45	1,3440	36,69	11	1,0743	8,97
78	1,6870	63,60	44	1,3345	35,88	10	1,0682	8,15
77	1,6750	62,78	43	1,3255	35,06	9	1,0614	7,34
76	1,6630	61,97	42	1,3165	34,25	8	1,0544	6,52
75	1,6520	61,15	41	1,3080	33,43	7	1,0477	5,71
74	1,6415	60,34	40	1,2999	32,61	6	1,0405	4,89
73	1,6321	59,52	39	1,2913	31,80	5	1,0336	4,08
72	1,6204	58,71	38	1,2826	30,98	4	1,0268	3,26
71	1,6090	57,89	37	1,2740	30,17	3	1,0206	2,446
70	1,5975	57,08	36	1,2654	29,35	2	1,0140	1,63
69	1,5868	56,26	35	1,2572	28,54	1	1,0074	0,8154
68	1,5760	55,45	34	1,2490	27,72			
67	1,5648	54,63	33	1,2409	26,91			

Pour comparer les densités de l'acide étendu avec celles de l'acide distillé et concentré de nouveau, j'ai mêlé une partie de ce dernier acide avec neuf parties d'eau pure; et après agitation, et un intervalle de temps convenable, pour que la combinaison fût complètement opérée, je trouvai sa pesanteur spécifique, comme ci-dessus, de 1,0682. Une densité plus grande indique une altération par matière saline.

L'acide étendu, de la pesanteur spécifique de 1,6321, a éprouvé la condensation la plus grande; 100 parties en volume sont devenues 92,14. S'il existe plus ou moins d'acide dans le composé, le volume sera augmenté. Quelle explication peut-on donner du *maximum* de condensation ayant lieu à ce terme particulier auquel l'acide se trouve étendu? L'acide étendu ci-dessus consiste dans 73 pour cent d'acide sulfurique concentré, et 27 pour cent d'eau; mais 73 de l'acide contiennent, d'après la table, 59,52 d'acide sec + $13,48 \times 3 = 40,44$ d'eau $= 99,96$, ou, c'est un composé d'un atôme d'acide sec, et de trois atômes d'eau. L'acide sulfurique sec consiste dans trois atômes d'oxigène unis à un atôme de soufre. Ici, chaque atôme d'oxigène est associé avec un atôme d'eau, formant un arrangement symétrique. Nous pouvons donc en inférer, que la moindre déviation des proportions définies ci-dessus peut altérer l'équilibre des forces attractives; ce qui les fera agir moins efficacement, d'où résulte en conséquence une condensation moindre.

C'est par un examen attentif et assidu de toutes les circonstances qui pouvaient me faciliter les moyens de former la table des pesanteurs spécifiques, que je parvins à découvrir la loi générale qui les règle toutes, et, par conséquent, à pouvoir inférer de suite la densité de la proportion dans laquelle l'acide est étendu, comme aussi de satisfaire à la proposition inverse.

Si nous prenons la pesanteur spécifique correspondante à 10 pour cent d'acide, ou 1,0682 pour la racine, alors les pesanteurs spécifiques, aux termes successifs de 20, 30,

40, etc., seront les puissances successives de la racine. Les termes de l'acide étendu sont, comme logarithmes, une suite de nombres en progression arithmétique, correspondans à une autre suite de nombres; savoir, les pesanteurs spécifiques, en progression géométrique.

La formule logarithmique la plus simple que j'aie pu imaginer, est la suivante :

Log. $S = \frac{2a}{700}$, où S désigne la pesanteur spécifique, et a le taux pour cent d'acide; on en tire $a =$ Log. $S \times 350$.

Dans le langage ordinaire, les deux règles peuvent être établies ainsi :

Problème 1er. Trouver la proportion d'acide sulfurique concentré dans cet acide étendu d'une pesanteur spécifique donnée. Multipliez le logarithme de la pesanteur spécifique par 350, le produit est directement le taux pour cent d'acide.

Si c'est l'acide sec qu'on cherche, il faut multiplier le logarithme de la pesanteur spécifique par 285; et le produit sera ce qu'on désire obtenir.

Problème 2. Trouver la pesanteur spécifique correspondante à une proportion donnée de l'acide. Multipliez la quantité d'acide par 2, et divisez par 700; le quotient est le logarithme de la pesanteur spécifique.

L'acide sulfurique a une forte attraction pour l'eau, qu'il enlève très-rapidement à l'atmosphère, et en plus grandes quantités, s'il y reste exposé dans un vaisseau ouvert, en absorbant ainsi le tiers de son poids de ce liquide dans vingt-quatre heures, et plus de six fois son poids dans un an. Le mélange de quatre parties d'acide sulfurique et d'une partie d'eau à 10° centigr., produit instantanément une chaleur d'environ 150° centigr.; et quatre parties de cet acide en élèvent une de glace, à la température de 100° centigrades. En mêlant au contraire quatre parties de glace avec une partie d'acide sulfurique, le thermomètre s'abaisse à 20 degrés centigrades au-dessous de zéro. L'acide sulfurique pur est incolore, et

n'émet pas de fumées. Il exige un grand degré de froid pour se congeler; et s'il est étendu d'une demi-partie ou plus d'eau, à moins que la proportion de ce liquide ne soit portée très-loin, la congélation s'opère de plus en plus difficilement; cependant, lorsque cet acide est d'une pesanteur spécifique de 1,78, ou de quelques centièmes au-dessus ou au-dessous de ce terme, on peut le faire congeler, en l'entourant de neige fondante. Il affecte, dans sa congélation, la forme de prismes hexaèdres réguliers. Son terme d'ébullition est à 282° centigrades, suivant Bergman, et 310 de ces degrés, selon Dalton.

L'acide sulfurique consiste dans trois atômes d'oxigène, un atôme d'eau et un atôme de soufre, et, par conséquent, en poids, dans 3,0 oxigène + 2,0 soufre + 1,125 eau = 6,125, nombre qui représente l'équivalent de l'acide liquide concentré; tandis que 3 + 2 = 5 donne ce nombre pour l'acide sec.

L'acide sulfurique pur est inodore et sans couleur; sa consistance est oléagineuse. Son action sur la teinture de tournesol est si forte, qu'une seule goutte de l'acide suffit pour colorer en rouge une très-grande quantité de cette teinture. C'est un des plus violens caustiques que l'on connaisse, et on l'a quelquefois administré dans les plus coupables intentions. La personne qui aurait le malheur d'en avaler, périrait promptement au milieu d'horribles convulsions. La craie, ou carbonate de chaux, est le meilleur antidote contre les funestes effets de cet acide, aussi bien que contre ceux que produiraient, en pareille circonstance, les acides nitrique et muriatique.

Si l'on fait passer de l'acide sulfurique à travers un tube de porcelaine d'environ 5 millimètres de diamètre, rouge de feu, cet acide se résout en deux parties de gaz acide sulfureux, une partie de gaz oxigène, et de l'eau. Cet acide étant soumis à l'action de l'électricité voltaïque, il se manifeste du soufre au pôle négatif, et il se forme au pôle positif un sulfate du fil métallique, qui établit la communication dans la pile.

L'acide sulfurique n'a aucune action sur l'oxigène et sur l'air; il s'empare seulement de la vapeur aqueuse que ces gaz peuvent contenir.

Si l'on met l'acide muriatique (hydrochlorique) oxigéné de M. Thénard, en contact avec le sulfate d'argent, il se forme aussitôt un chlorure d'argent insoluble, et de l'acide sulfurique oxigéné. Pour obtenir l'acide sulfurique au plus haut degré d'oxigénation, il suffit d'ajouter de l'eau de baryte à cet acide, oxigéné comme il vient d'être dit, de manière à ce qu'il ne s'en précipite qu'une partie, laissant le surplus à l'état d'union avec la totalité de l'oxigène. L'acide sulfurique oxigéné réduit partiellement l'oxide d'argent, en occasionnant une forte effervescence.

Tous les corps combustibles simples décomposent l'acide sulfurique à l'aide de la chaleur. A la température d'environ 204 degrés centigrades, le soufre fait passer l'acide sulfurique à l'état d'acide sulfureux. Plusieurs métaux décomposent, à une température élevée, l'acide sulfurique; il y a dégagement de gaz acide sulfureux, oxidation du métal, et combinaison de l'oxide avec la portion non-décomposée de l'acide.

L'acide sulfurique est d'un emploi très-étendu en chimie; on en fait usage, en métallurgie, dans le blanchiment, et dans quelques-uns des procédés de teinture. On le donne, en médecine, comme tonique, stimulant et lithontriptique; on l'employe quelquefois à l'extérieur comme caustique.

On appelle sulfates les combinaisons de l'acide sulfurique avec les différentes bases, et la plupart de ces combinaisons sont connues depuis long-temps sous des noms divers. Le sulfate de baryte se trouve dans la nature, et à-peu-près à l'état de pureté, sous les différentes formes, de poudres grossières, de masses arrondies, de stalactites et de cristallisations régulières, ou en lames, ou en aiguilles, soit prismatiques ou pyramidales. Le cauk (spath vitreux fusible), en Angleterre, et la *pierre de Bologne*, ne sont autre chose que des

sulfates de baryte natifs. Leur couleur varie considérablement aussi bien que leur figure; mais ils ont une grande pesanteur spécifique, celle de l'espèce très-impure étant de 3,89, et celle de ces sulfates purs variant de 4 à 4,865. C'est ce qui a fait distinguer le sulfate de baryte par les noms de *marbre métallique* et de *spath pesant*.

Le sulfate de baryte consiste, suivant le docteur Wollaston, dans 5 parties d'acide sec, et 9,75 de baryte; et, d'après la dernière détermination de la composition de ce sulfate par le professeur Berzelius, dans 5 acide, et 9,573 de baryte.

Ce sulfate, quoique délétère, l'est moins que le carbonate de baryte, et son emploi est plus économique pour la préparation du muriate de baryte dont on doit faire usage en médecine. Il exige 43000 parties d'eau pour se dissoudre à la température de 15,5 centigrades.

Le sulfate de strontiane ressemble beaucoup, par ses propriétés, au sulfate de baryte. On le trouve natif, en quantités considérables, en Angleterre, dans les environs de Bristol. Il lui faut, pour se dissoudre, 3840 parties d'eau bouillante.

Sa composition est de 5 acide + 6,5 base.

Le sulfate de potasse, l'*alcali vitriolé* du collége de pharmacie de Londres, autrefois appelé *tartre vitriolé*, *sel deduobus* et *arcanum duplicatum*, cristallise en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides hexagones; mais la forme de ses cristaux est susceptible de varier. Sa cristallisation, par un prompt refroidissement, est confuse. Sa saveur est amère, âcre et un peu salée. Il est soluble dans 5 parties d'eau bouillante, et dans 16 parties de ce liquide, à 15,5 degrés centigrades. Il décrépite au feu, et se fond à une forte chaleur. Il est décomposé par le charbon à une haute température. On peut le préparer par le mélange direct de ses parties composantes; mais on le forme ordinairement, et avec moins de dépense, en neutralisant, par une addition de carbonate de potasse, le sulfate acide de cet alcali qui

reste après la distillation de l'acide nitrique. Le *sel polychreste* des anciens dispensaires, résultant de la déflagration du soufre et du nitre dans un creuset, était un composé de sulfate et de sulfite de potasse. Le sulfate acide de potasse est quelquefois employé comme flux, et aussi dans les manufactures d'alun. On fait usage, en médecine, du sulfate neutre, comme désobstructif, et à grandes doses, comme cathartique doux. On l'a reconnu d'un emploi avantageux dans les affections cutanées, pris chaque jour en dissolution dans une proportion considérable d'eau, en quantité convenable pour le rendre doucement apéritif. On le vend, pour ces cas, à Londres, comme un remède secret; et certainement ce remède peut être distingué dans la généralité de ceux prônés par les empiriques, dont, en effet, il en est peu qu'on puisse prendre, sans courir des chances imminentes de danger.

Le sulfate de potasse consiste dans 5 acide + 5,95 base; mais il existe un composé de la même constitution dans la proportion de 10 acide + 5,95 potasse, appelé le bisulfate.

Le sulfate de soude est le *natron vitriolé* du collége de pharmacie. Il était autrefois bien connu sous les noms de *sel de Glauber*, de *sel admirable*. On le prépare ordinairement avec le résidu de la distillation de l'acide muriatique, dont on neutralise l'acide superflu par une addition de soude, ou en précipitant cet acide en excès au moyen de la chaux. On obtient également ce sulfate dans la fabrication du muriate d'ammoniaque (*Voyez* AMMONIAQUE). Scherer fait mention d'un autre mode de préparation du sulfate de soude indiqué par M. Funcke. Ce mode consiste à mettre à l'état de pâte avec de l'eau, un mélange de 8 parties de sulfate de chaux calciné, de 5 parties d'argile, et de 5 parties de sel commun. Après avoir brûlé ce mélange dans un four, on le lessive, après quoi on le fait cristalliser. Le sulfate de soude existe en grandes quantités au-dessous de la surface de la terre, dans quelques pays, tels que la Perse, la Bohême et

la Suisse. On le trouve mêlé avec d'autres substances dans des sources minérales, et dans l'eau de la mer. On le voit quelquefois en efflorescence sur des murs. Ce sulfate a une saveur amère et salée. Il est soluble dans 2,85 parties d'eau froide, et dans 0,8 parties d'eau bouillante. Il cristallise en prismes à 6 pans terminés en biseau, quelquefois cannelés sur leur longueur, et d'une très-large dimension, lorsque le sel cristallise en grande quantité. Ces cristaux s'effleurissent complètement en une poudre blanche, s'ils sont exposés à un air sec, ou même si on les garde dans un lieu sec, enveloppés dans un papier. Cependant ils retiennent assez d'eau de cristallisation pour éprouver la fusion aqueuse lorsqu'on les expose à la chaleur; mais chauffés plus fortement, ils se fondent. La baryte et la strontiane enlèvent entièrement au sulfate de soude son acide, et la potasse en partie seulement. Les acides nitrique et muriatique, quoiqu'ayant une affinité plus faible pour sa base, se combinent en partie avec elle, lorsqu'on les fait digérer sur ce sulfate. En le chauffant avec du charbon, son acide est décomposé. L'usage du sulfate de soude comme purgatif est très-général. On en a fait emploi pour en obtenir la soude. M. Pajot des Charmes a fait quelques expériences sur ce sulfate, ayant pour objet de le faire servir pour la fabrication du verre; en l'employant avec du sable seulement, il n'obtint aucun succès; mais un mélange à parties égales de carbonate de chaux, de sable et de sulfate de soude sec, donna un verre d'un jaune pâle, clair solide.

Le sulfate de soude en cristaux, est composé, de 5 acide + 3,95 base + 11,25 eau. Lorsqu'il est sec, l'acide et la base, dans les proportions ci-dessus, le constituent. Le sulfate de soude et le sulfate d'ammoniaque forment ensemble un sel triple.

Le sulfate de chaux appelé *sélénite*, *gypse*, *plâtre de Paris*, ou quelquefois *albâtre*, forme des couches très-étendues dans différentes montagnes. Le *gypse spéculaire*, ou *glacies mariæ*, est une espèce de ce sel. Il a été affirmé,

par quelques voyageurs français, qu'on en fait emploi en Russie, où ce sel abonde, en le substituant au verre pour les vitres. Sa pesanteur spécifique est de 1,872 à 2,311. Il exige, pour se dissoudre, 500 parties d'eau froide, et 450 parties d'eau chaude. En le calcinant, il décrépite, devient friable et blanc. Il s'échauffe un peu avec l'eau, en formant avec elle une masse solide. Dans cette opération, il perd son eau de cristallisation. On le trouve à cet état dans le Tyrol, cristallisé en parallélipipèdes rectangles, ou bien en prismes hexaèdres ou octaèdres, et on l'appelle *sulfate de chaux anhydre*. Le sulfate de chaux naturel, et le sulfate artificiel anhydre, consistent l'un et l'autre, suivant M. Chenevix, dans 56,3 chaux et 43,6 acide. On fait un grand emploi du sulfate de chaux calciné pour faire des moules d'anatomie et des figures d'ornement; on s'en sert aussi comme l'une des bases du stuc, et comme ciment fin pour joindre et faire adhérer entre elles les pierres. On en fait également des moules pour les poteries; et, dans les constructions, pour corniches, moulures et autres ornemens. Pour tous ces objets, ainsi que pour le travailler en colonnes, en pièces de cheminée et en ornemens divers, on tire annuellement environ huit cent mille kilogrammes de sulfate de chaux du comté de Derby, en Angleterre; dans l'Amérique, on l'épand sur les prés comme engrais.

Le gypse, dans son état de cristallisation ordinaire, consiste dans 5 d'acide sulfurique + 3,6 chaux + 2,25 eau. Cette dernière partie constituante manque dans la variété anhydre.

Le sulfate de magnésie, *magnésie vitriolée* et *sel cathartique amer*, est communément connu sous le nom de *sel d'Epsom*, comme étant retiré, en quantités considérables, des eaux minérales de ce lieu, en Angleterre, mais à l'état de mélange avec une très-grande portion de sulfate de soude. Il s'obtient cependant en plus grande abondance, et plus pur, de l'eau-mère qui reste après l'extraction du sel

de l'eau de mer. On a également trouvé du sulfate de magnésie en efflorescence sur des murs en briques, vieux, et récemment construits, et en petite quantité, dans les cendres de houille. Le sel capillaire d'Idria, qui se trouve en cristaux argentins dans le schiste alumineux des mines de cet endroit, sel que jusqu'à présent on avait considéré comme un alun de plume, consiste, ainsi que l'a reconnu Klaproth, dans du sulfate de magnésie mêlé avec une petite portion de sulfate de fer. Le sulfate de magnésie, lorsqu'il est pur, cristallise en petits prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou par un sommet dièdre. Sa saveur est fraîche et amère. Il est très-soluble, se dissolvant dans son propre poids d'eau froide, et dans les trois quarts de son poids d'eau chaude. Il s'effleurit à l'air, quoique lentement; s'il en attire l'humidité, c'est qu'il contient du muriate de magnésie ou du muriate de chaux. Exposé à la chaleur, il se dissout dans son eau de cristallisation, et se dessèche, mais sans être décomposé, et il ne se fond qu'avec une difficulté extrême. Ce sulfate consiste, suivant Bergman, dans 33 acide, 19 magnésie, et 48 eau. On prépare, dit-on, du sulfate de magnésie très-pur dans les environs de Gênes, par le grillage de pyrites qui s'y rencontrent. On les expose à l'air pendant six mois, dans un lieu couvert, en les arrosant au besoin; après quoi, on les lessive.

Le sulfate de magnésie est un de nos plus précieux purgatifs; on ne l'emploie que pour cet usage et pour se procurer le carbonate de magnésie.

Ce sulfate, à l'état de cristaux, est composé de 5 acide + 2,5 magnésie + 7,875 eau.

Le sulfate d'ammoniaque cristallise en petits prismes à 6 pans, terminés par des pyramides à 6 faces. Il attire un peu l'humidité dans un air chaud, particulièrement si l'acide est en excès. Il se dissout dans deux parties d'eau froide, et dans une partie d'eau bouillante. On n'en fait point usage, quoique Glauber, qui l'appela son *sel ammoniacal secret*,

le recommande comme étant d'un emploi très-avantageux pour les essais.

Ce sulfate, dans son plus grand état de dessication, consiste dans 5 acide + 2,17 ammoniaque et + 1,125 eau ; cristallisé, il se compose de 5 acide + 2,13 ammoniaque + 3,375 eau.

Si l'on ajoute ensemble des sulfates d'ammoniaque et de magnésie en dissolution, ils se combinent en un sel triple de figure octaèdre, mais variant beaucoup. Ce sel est moins soluble que l'un ou l'autre des sulfates dont il se compose. Il ne s'altère point à l'air. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse; après quoi il est décomposé, une partie de l'ammoniaque se dégage, et le surplus se sublime avec un excès d'acide. Ce sulfate ammoniaco-magnésien contient, suivant Fourcroy, 68 sulfate de magnésie, et 32 sulfate d'ammoniaque.

Le sulfate de glucine cristallise difficilement, sa dissolution acquérant promptement la consistance de sirop et se maintenant à cet état : sa saveur est sucrée et légèrement astringente. Il ne s'altère point à l'air. Une forte chaleur en chasse son acide, en laissant la terre à l'état de pureté. Chauffé avec du charbon, il se transforme en un sulfure. L'infusion de noix de galle précipite sa dissolution en un blanc jaunâtre.

L'acide sulfurique dissout aisément l'yttria, et à mesure que la dissolution a lieu, le sulfate cristallise en petits grains brillans, d'une saveur douceâtre, mais qui l'est moins que celle du sulfate de glucine. Ses cristaux grenus sont d'un rouge améthiste. Ils exigent 30 parties d'eau froide pour se dissoudre; et, à une température élevée, ils abandonnent leur acide. Ils sont décomposés par l'acide oxalique, le prussiate de potasse, l'infusion de noix de galle et le phosphate de soude.

Le sulfate d'alumine dans son état de pureté, n'est connu que depuis peu ; il fut examiné avec attention par M. Vauquelin. On peut le préparer en faisant dissoudre de l'alumine

pure dans de l'acide sulfurique pur. Après avoir fait chauffer pendant quelque temps la dissolution, on l'évapore à siccité. Le résidu, séché à une chaleur assez forte, est redissous, et l'on fait cristalliser la liqueur. Les cristaux qui s'y forment sont en feuilles minces, molles et d'un brillant nacré; mais on ne les obtient pas aisément, si les opérations de l'évaporation de la liqueur et de son refroidissement n'ont pas été conduites avec les précautions convenables. Ces cristaux, d'une saveur astringente, sont peu altérables à l'air et assez solubles, particulièrement dans l'eau chaude. Exposés à une forte chaleur, leur acide s'en sépare. Les substances combustibles décomposent le sulfate d'alumine quoiqu'assez difficilement; et ce sulfate ne forme pas un pyrophore comme l'alun.

Si l'on a négligé de faire évaporer, et de sécher ainsi qu'on vient de l'indiquer, l'alumine restera sursaturée d'acide, ce qu'on peut reconnaître à sa saveur, et par la coloration en rouge des couleurs bleues végétales. Ce sulfate acide cristallise encore plus difficilement que le sulfate neutre; et souvent, il s'épaissit en une masse gélatineuse.

On a connu pendant long-temps, sous le nom d'ALUN, un composé de sulfate acide d'alumine et de potasse, ou d'ammoniaque (*Voyez* ALUMINE).

Si l'on fait dissoudre dans l'eau ce sulfate acide d'alumine et de potasse, ou alun, et qu'on fasse bouillir la dissolution avec de l'alumine pure, l'alumine de l'alun devient saturée de sa base, et se précipite en une poudre blanche insipide. Cet alun ainsi saturé de sa base, est complètement insoluble et son acide n'en peut être séparé par la chaleur, qu'à une très-haute température. Il peut être décomposé, en le faisant bouillir pendant long-temps avec des bases alcaline ou terreuse, et plusieurs acides le convertissent en alun ordinaire, mais lentement.

On peut préparer le sulfate de zircone, en ajoutant de l'acide sulfurique à la terre récemment précipitée, et n'étant pas encore sèche. Ce sulfate se présente quelquefois sous la

forme de petites aiguilles, mais ordinairement il est pulvérulent; il est très-friable, insipide, insoluble dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide, et la chaleur le décompose aisément.

ACIDE SULFUREUX. Il a déjà été observé que du soufre brûlé à une basse température, absorbe moins d'oxigène que lorsqu'il est exposé à une plus grande chaleur; et que, par conséquent, il est acidifié à un degré moindre, de manière à former de l'acide sulfureux. Cet acide, dans l'état ordinaire de l'atmosphère, est un gaz; mais en réduisant de beaucoup sa température par un froid artificiel, et en lui faisant subir une forte compression, il devient liquide. Cependant pour l'obtenir ainsi dans l'usage qu'on fait de ce gaz, on le reçoit dans de l'eau, qui l'absorbe.

Comme l'acide sulfureux qu'on se procure en brûlant du soufre, ainsi qu'il vient d'être dit, est ordinairement mêlé avec plus ou moins d'acide sulfurique, on produit de l'acide sulfureux, lorsqu'on a besoin d'en faire usage, en enlevant à de l'acide sulfurique une portion de son oxigène au moyen de quelque substance combustible, et c'est ordinairement au mercure ou à l'étain, qu'on a recours de préférence. On peut cependant, pour les objets de manufactures, employer de la paille hachée ou de la sciure de bois. Si après avoir introduit dans une cornue de verre à long col, une partie de mercure et deux parties d'acide sulfurique concentré, on applique la chaleur, jusqu'à production d'effervescence, l'acide sulfureux s'élevera sous la forme de gaz, et il peut être recueilli sur le mercure, ou reçu dans l'eau, qui, à la température de 16 degrés centigrades, en absorbera 33 fois son volume, ou près du septième de son poids.

L'eau ainsi saturée de gaz acide sulfureux, est fortement acide, et a l'odeur de soufre brûlant lentement. L'acide sulfureux détruit la plupart des couleurs végétales, mais rougit les couleurs bleues après les avoir d'abord fait disparaître.

On peut produire un exemple agréable de cet effet sur les couleurs, en tenant au-dessus de la flamme bleue d'une allumette, une rose rouge dont la couleur disparaîtra dans ses parties où l'acide sulfureux arrivera en contact avec elle, de manière à la rendre agréablement panachée, ou entièrement blanche. Si alors on trempe la rose dans l'eau, sa couleur rouge sera après un certain temps rétablie.

La pesanteur spécifique du gaz acide sulfureux, telle que l'ont donnée MM. Gay-Lussac et Thénard, est de 2,2553; et suivant sir Humphry Davy, de 2,2295; d'où il suit, que le poids d'un décimètre cube de ce gaz est de 2,698 grammes. Mais comme cette pesanteur spécifique devrait être, suivant ce qui est le plus probable, évaluée à 2,222, le poids du décimètre cube du gaz acide serait un peu moindre. Ses parties constituantes sont, en volume, un d'oxigène, et un de vapeur soufre, ayant chacun une pesanteur spécifique de 1,111, de condensés dans un volume, ou, dans le langage ordinaire, on peut dire que l'acide sulfureux est une dissolution du soufre dans l'oxigène, qui double le volume de ce gaz, sans que le sien augmente. Il est donc évident que ce gaz acide consiste, en poids, dans des quantités égales de soufre et d'oxigène. Son équivalent sera, ou 2 oxigène + 2 soufre = 4, ou 1 oxigène + 1 soufre = 2. Or, l'analyse du sulfite de baryte par M. Berzelius, donne 209,22 de base sur 86,53 acide, ce qui représente, pour l'équivalent de l'acide sulfureux, le nombre 4. L'hydrogène et le carbone décomposent aisément l'acide sulfureux à une chaleur rouge, et même au-dessous. M. Higgins découvrit que l'acide sulfureux liquide dissout le fer, sans dégagement d'aucun gaz. Les peroxides de plomb et de manganèse en fournissant de l'oxigène à l'acide sulfureux, le convertissent en acide sulfurique, et cet acide forme un sulfate avec le métal, passé à l'état de protoxide.

On fait usage de l'acide sulfureux dans le blanchiment, particulièrement dans celui de la soie. Il enlève aussi de dessus le linge, les taches de fruits.

En combinaison avec les bases salifiables, l'acide sulfureux forme des sulfites, qui diffèrent, par leurs propriétés, des sulfates. Les sulfites alcalins sont plus solubles que les sulfates de cette nature, et les sulfites terreux le sont moins que les sulfates. Les sulfites sont convertis en sulfates par une addition d'oxigène, qu'ils acquièrent, même, par leur exposition à l'air. Le sulfite de chaux est celui qui éprouve avec le plus de lenteur ce changement. Par une forte chaleur les sulfites, ou perdent entièrement leur acide, ou sont convertis en sulfates. Ils ont tous une saveur sulfureuse désagréable. La meilleure manière de les préparer consiste à recevoir l'acide sulfureux dans de l'eau tenant en dissolution la base ou son carbonate, ou la base y étant délayée en poudre fine. Il n'a encore été fait aucun usage des sulfites.

ACIDE HYPO-SULFUREUX. M. Gay-Lussac décrit, dans les *Annales de chimie*, tome 85, des sels cristallisables permanens, ayant pour base la chaux et la strontiane, combinées avec un acide de soufre, dans lequel la proportion d'oxigène est moindre que dans l'acide sulfureux; mais il paraît que cet acide n'a pas été examiné à l'état isolé. M. Gay-Lussac se procurait ces sels en exposant à l'air les dissolutions aqueuses des sulfures de ces terres; il s'y formait des précipités de soufre et des carbonates des bases.

Les liqueurs filtrées et soumises à l'évaporation donnaient par refroidissement des cristaux incolores. Les cristaux de la dissolution de sulfure de chaux étaient des aiguilles prismatiques, et ceux de la dissolution de sulfure de strontiane étaient rhomboïdaux. M. Gay-Lussac distingua ces nouveaux composés par la dénomination de sulfites sulfurés. Il forma aussi ceux de potasse et de soude, en chauffant leurs sulfites avec du soufre. Il se dégageait une grande quantité d'acide sulfureux, et il se formait des sulfites sulfurés neutres. M. Gay-Lussac nous apprend de plus, qu'en faisant bouillir la dissolution d'un sulfate avec du soufre, il y a formation

du sulfite sulfuré ou hypo-sulfite; et que le fer, le zinc, et le manganèse, traités avec de l'acide sulfureux liquide, donnent des sulfites sulfurés; il suit de là, qu'une portion de l'acide sulfureux est décomposée par le métal, et que l'oxide qui en résulte se combine avec l'autre portion de l'acide sulfureux, et le soufre est mis à nu. Les hypo-sulfites sont plus stables que les sulfites; ils ne passent que difficilement à l'état de sulfate par l'action de l'air; et quoique susceptibles d'être décomposés à une température élevée, ils résistent plus long-temps que les sulfites à l'action du feu. Leur dissolution est décomposée par les acides sulfurique, muriatique, fluorique, phosphorique et arsenique. Il y a dégagement d'acide sulfureux, et formation d'un sel *nouveau*.

Il n'avait été rien ajouté au travail de M. Gay-Lussac sur cet objet (en 1815), lorsqu'au mois de janvier 1819, il parut dans le *Philosophical Edimburg Journal*, un mémoire intéressant de M. Herschell sur les hypo-sulfites, mémoire qui fut promptement suivi de deux autres insérés dans le même journal périodique.

M. Herschell obtenait l'acide hypo-sulfureux en mêlant une dissolution étendue d'hypo-sulfite de strontiane avec un léger excès d'acide sulfurique étendu, et après avoir agité le mélange, il le plaçait sur trois filtres; ce qui passait à travers le premier était reçu dans une dissolution de carbonate de potasse, d'où l'acide carbonique était chassé par cette addition; la deuxième portion, qu'on faisait successivement écouler dans des nitrates d'argent et de mercure, précipitait abondamment les métaux à l'état de sulfures; mais elle ne produisait aucun effet sur les dissolutions de cuivre, de fer et de zinc. La troisième partie du mélange, d'une saveur acide, astringente et amère, de claire qu'elle était étant récemment filtrée, devint par le repos, laiteuse, déposant du soufre, et colorant l'acide sulfureux. Par une légère exposition à l'air, ou par une douce chaleur, sa décomposition avait entièrement lieu.

La manière dont se comporte l'oxide d'argent à l'état d'union avec l'acide hypo-sulfureux est très-remarquable. En versant de l'hypo-sulfite de soude sur de l'oxide d'argent nouvellement précipité, il se formait un hypo-sulfite d'argent, et la soude était séparée à l'état caustique, seul exemple, dit M. Herschell, jusqu'à présent connu du déplacement d'un alcali fixe par un oxide métallique, *par voie humide.* D'un autre côté, l'acide hypo-sulfureux nouvellement dégagé de l'hypo-sulfite de baryte, au moyen d'acide sulfurique étendu, dissout facilement et décompose le muriate d'argent, formant une dissolution sucrée de laquelle l'alcool sépare le métal à l'état d'hypo-sulfite. Ainsi l'affinité entre cet acide et la base, *lorsqu'elle n'est point aidée par double décomposition,* est telle, qu'elle présente une exception à toutes les règles ordinaires d'union chimique. L'acide hypo-sulfureux a une tendance remarquable à former des sels doubles avec les oxides d'argent et les bases alcalines. Les hypo-sulfites d'argent et de soude ont une saveur fortement sucrée. Lorsqu'on verse de l'hypo-sulfite d'ammoniaque sur du muriate d'argent, il le dissout, et si l'on ajoute de l'alcool à la dissolution saturée, il se précipite un sel blanc qu'il faut presser entre des doubles de papier brouillard, et faire sécher dans le *vide.* Ce sel est très-soluble dans l'eau; sa saveur sucrée n'est mêlée d'aucun autre goût, et cette saveur est si intense qu'elle prend à la gorge. Une partie du sel communique une saveur sucrée sensible à 32000 parties d'eau. Par l'évaporation de la liqueur alcoolique, il se forme quelquefois des lames hexaèdres allongées, qui ne s'altèrent point étant gardées, et qui consistent dans les mêmes principes.

Le meilleur mode à suivre pour se procurer les hypo-sulfites alcalins, consiste à faire passer un courant de gaz acide sulfureux dans une *lessive* formée, en faisant bouillir avec du soufre une dissolution aqueuse d'alcali ou d'une terre alcaline. L'acide sulfureux est converti, en totalité, en

hypo-sulfite, et il se précipite du soufre pur, sans aucun mélange de sulfite, l'hypo-sulfite restant en dissolution.

M. Herschell a déduit, de ses expériences sur l'hypo-sulfite de chaux, l'équivalent de l'acide hypo-sulfureux, qu'il trouve être 59,25. 100 parties d'hypo-sulfite de chaux cristallisé correspondaient, suivant lui, à 121,77 parties d'hypo-sulfite de plomb, et fournissaient, au moyen du carbonate d'ammoniaque, du carbonate de chaux en quantité équivalente à environ 21,75 de chaux. On aura donc, d'après la théorie des équivalens, 21,75 : 3,56 : : 121,77 : 19,93. Si, de ce nombre, nous déduisons l'équivalent de l'oxide de plomb = 14, le reste 5,93 sera le double atôme d'acide hypo-sulfureux; or, ce nombre ne diffère pas matériellement de 6. D'où l'on voit que les hypo-sulfites exigent, pour leur condition d'être neutres, deux proportions d'atômes de cet acide faible. Une proportion d'atôme de cet acide est évidemment formée de 1 atôme de soufre = 2 + 1 atôme oxigène = 1, et l'équivalent de l'acide = 3. L'hypo-sulfite de chaux cristallisé est composé de 6 acide + 3,56 chaux + 6,75 eau, ou 6 atômes de cette dernière partie constituante.

Il convient de faire observer que, lorsqu'on fait bouillir jusqu'à un certain degré de concentration la dissolution d'un hypo-sulfite, il commence à être rapidement décomposé, avec dépôt de soufre et de sulfite de chaux. Pour obtenir le sel en cristaux, il faut évaporer la dissolution à une température qui n'excède pas 60 degrés centigrades. Si on la filtre alors pendant qu'elle est chaude, elle donnera, en se refroidissant, de gros cristaux très-beaux qui affectent une grande variété de formes compliquées. Ces cristaux sont solubles dans à-peu-près leur poids d'eau à la température d'environ 2,8 degrés centigrades, et la température de la dissolution s'abaisse à 0,5 degrés au-dessous de zéro. La pesanteur spécifique de leur dissolution saturée est à 15,5 centigrades, de 1,300; et lorsqu'elle est de 1,114, la liqueur

contient un cinquième de son poids. Les cristaux sont permanens à l'air.

Les hypo-sulfites de potasse et de soude fournissent des cristaux déliquescens d'une saveur amère, et ces cristaux de l'un et de l'autre hypo-sulfite dissolvent le muriate d'argent. L'hypo-sulfite d'ammoniaque ne s'obtient pas aussi facilement en cristaux réguliers. Sa saveur est piquante et désagréable. L'hypo-sulfite de baryte est insoluble; celui de strontiane se dissout et cristallise. Comme les autres hypo-sulfites, il dissout l'argent; et quoique la saveur qui lui est propre soit purement amère, il produit avec le muriate d'argent un composé sucré, que l'alcool précipite sous forme sirupeuse. L'hypo-sulfite de magnésie est un sel de saveur amère, soluble, susceptible de cristalliser, et n'étant pas déliquescent : tous les hypo-sulfites brûlent avec une flamme sulfureuse. La saveur sucrée de l'hypo-sulfite de soude liquide, combiné avec du muriate d'argent, surpasse en intensité celle du miel, et elle n'est accompagnée d'aucun goût désagréable ou métallique. Un fil de zinc roulé en corde sépare promptement l'argent à l'état métallique, fournissant ainsi un moyen facile d'analyse du muriate d'argent. Les hypo-sulfites dissolvent aussi le muriate de plomb, mais avec moins de facilité.

ACIDE HYPO-SULFURIQUE. MM. Gay-Lussac et Welter ont récemment annoncé la découverte d'une nouvelle combinaison acide, de soufre et d'oxigène, intermédiaire entre les acides sulfureux et sulfurique, à laquelle ils ont donné le nom d'acide hypo-sulfurique. Ils obtenaient cette combinaison, en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau, tenant en suspension de l'oxide noir (peroxide) de manganèse. En ajoutant alors à la liqueur de l'eau de baryte jusqu'à excès, le manganèse est précipité, et il se forme avec le nouvel acide un sel très-soluble, qui, séparé au moyen d'un courant de gaz acide carbonique, de tout

excès de baryte, cristallise régulièrement comme le nitrate ou le muriate de baryte. Ce sel, qui est un hypo-sulfate de baryte, étant ainsi produit, on ajoute avec précaution à sa dissolution dans l'eau de l'acide sulfurique, qui précipite la baryte, et il n'y reste que l'acide hypo-sulfurique. Cet acide, placé sous le récipient de la machine pneumatique avec de l'acide sulfurique, peut y être amené à un très-grand degré de concentration sans éprouver de décomposition. Il consiste dans cinq parties d'oxigène sur quatre de soufre. Les hypo-sulfates terreux et métalliques sont pour la plupart solubles et susceptibles de cristalliser; ceux de baryte et de chaux sont inaltérables à l'air. L'acide subérique et le chlore ne décomposent pas l'hypo-sulfate de baryte. Ce sel en cristaux, est formé de baryte 9,7 + acide hypo-sulfurique 9,00 + eau 2,25 = 20,95.

On a présenté, dans la table qui suit, la constitution des différens composés acides de soufre et d'oxigène:

Acide hyposulfureux,	20 soufre + 10 oxigène.	
Acide sulfureux,	10 soufre + 10 oxigène.	
Acide hyposulfurique,	8 soufre + 10 oxigène.	
Acide sulfurique,	6,66 soufre + 10 oxigène.	

ou bien, en considérant la quantité de soufre dans chaque acide comme = 2, l'oxigène se combine avec le soufre, dans les proportions suivantes : 1; 2; 2,5; 3.

L'acide hypo-sulfurique se distingue par les propriétés ci-après :

1.° Il est décomposé par la chaleur en acides sulfureux et sulfurique;

2.° Il forme des sels solubles avec la baryte, la strontiane, la chaux, le plomb et l'argent;

3.° Les hypo-sulfates sont tous solubles;

4.° Ils ne fournissent de l'acide sulfureux par le mélange de leurs dissolutions avec des acides, que dans les cas où ce mélange s'échauffe de lui-même, ou est chauffé artificiellement;

5.° Ils dégagent, à une haute température, de l'acide sulfureux en grandes quantités, et ils sont convertis en sulfates neutres.

En terminant ce qui a rapport aux acides du soufre, nous devons faire ici mention de l'application qui a été faite avec beaucoup de succès à Paris, de la vapeur du soufre brûlant ou gaz acide sulfureux mêlé d'air, à la surface du corps, dans beaucoup de cas d'affections chroniques de la peau, des jointures, des glandes et du système lymphatique.

ACIDE TARTARIQUE. Les tonneaux dans lesquels on conserve quelques espèces de vin, deviennent incrustés d'une substance dure, teinte de la matière colorante du vin, et autrement impure, qui a été long-temps connue sous le nom de gravelle ou tartre, qu'on distinguait en blanc et rouge selon sa couleur. Cette matière, purifiée par dissolution, filtration et cristallisation, fut appelée *créme* ou *cristaux de tartre*. Il fut découvert depuis qu'elle consistait en un acide particulier combiné avec de la potasse; et la supposition qu'elle se produisait pendant la fermentation du vin, fut réfutée par Boerhaave, Neumann et autres, qui firent voir qu'elle existait toute formée dans le suc du raisin. On l'a également trouvée dans d'autres fruits, particulièrement avant qu'ils soient trop murs, ainsi que dans le tamarin, le sumach, le baume, le chardon-bénit, et dans les racines de l'arrête-bœuf, de la germandrée et de la sauge. La séparation de l'acide tartarique de cette matière, ou sel acidule, est la première découverte, par Schéele, qui soit connue. Il saturait l'acide surabondant dans le tartre, en ajoutant à sa dissolution dans l'eau bouillante, de la craie, jusqu'à cessation de toute effervescenc, et il séparait l'acide du tartrate de chaux précipité, au moyen de l'acide sulfurique; ou bien, on peut faire bouillir quatre parties de tartre dans vingt ou vingt-quatre parties d'eau, en y ajoutant peu-à-peu une partie d'acide sulfurique; l'ébullition étant continuée, le sulfate de

potasse se précipitera. Lorsque la liqueur est réduite à moitié, on la filtre; et en la faisant ainsi bouillir, et la filtrant à plusieurs reprises, il se précipite davantage de sulfate de potasse. Lorsqu'il ne s'en dépose plus dans la liqueur, on l'évapore en consistance de sirop, et l'on obtiendra ainsi des cristaux d'acide tartarique en poids égal à la moitié de celui du tartre employé.

L'acide tartarique peut s'obtenir, par évaporation, cristallisé en aiguilles ou en lames. Sa saveur est très-acide et assez agréable, pour que cet acide puisse être substitué au suc de citron. Il est très-soluble dans l'eau; brûlé à feu ouvert, il laisse un résidu charbonneux; en vaisseaux clos, il donne de l'acide carbonique et du gaz hydrogène carboné. En distillant cet acide en cristaux avec de l'acide nitrique, il peut être converti en acide oxalique, et l'acide nitrique passe à l'état d'acide nitreux.

Pour extraire du tartre tout l'acide tartarique, M. Thénard recommande, après avoir saturé l'acide en excès avec de la craie, d'ajouter au tartrate neutre surnageant du muriate de chaux, au moyen de quoi tout ce tartrate est décomposé. Après avoir alors lavé à grande eau le précipité insoluble de tartrate de chaux, on le traite par les trois cinquièmes de son poids d'acide sulfurique concentré, préalablement étendu de 5 parties d'eau. Mais le procédé de Fourcroy, perfectionné par M. Vauquelin, semble être encore meilleur. Il consiste à traiter le tartre avec de la chaux vive et de l'eau bouillante, dans les proportions, d'après la théorie des équivalens, de 100 parties de tartre, à 30 de chaux sèche, ou 40 de chaux éteinte. On obtient un magma caustique, qu'il faut évaporer à siccité, et chauffer doucement. En le faisant alors digérer dans de l'eau, on a une dissolution de potasse caustique, et il reste du tartrate de chaux, d'où l'on peut séparer l'acide par une quantité équivalente d'acide sulfurique concentré.

L'acide tartarique est, suivant M. Berzelius, un composé

de 3,807 hydrogène + 35,980 carbone + 60,213 oxigène = 100. Il fait observer que ce résultat correspond à celui obtenu par MM. Gay-Lussac et Thénard, si l'on en soustrait une certaine proportion d'eau qu'ils avalent négligé de prendre en considération. L'analyse du tartrate de plomb donne 8,384 pour le nombre équivalent de l'acide; et ce nombre, on peut le considérer comme consistant dans

3 hydrogène.	=	0,375. . .	4,48
4 carbone. . .	=	3,000. . .	35,82
5 oxigène. . .	=	5,000. . .	59,70
		8,375	100,00

L'acide cristallisé est un composé de 8,375 acide + 1,125 eau = 9,5; ou, sur 100 parties, de 88,15 acide + 11,85 eau.

Les tartrates, dans leur décomposition par le feu, se comportent comme tous les autres sels végétaux, si ce n'est que ceux de ces tartrates, qui sont avec excès d'acide, répandent, lorsqu'ils sont chauffés, une odeur de *caramel*, et fournissent une certaine quantité d'acide pyro-tartarique. Tous les tartrates neutres solubles forment, avec l'acide tartarique, des bitartrates ou tartrates acides peu solubles; tandis que tous les tartrates neutres insolubles peuvent se dissoudre dans un excès de leur acide; il s'ensuit, qu'en versant peu-à-peu un excès d'acide tartarique dans les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, les précipités qui se forment d'abord ne peuvent tarder à disparaître; tandis que ceux que l'on obtient par un excès du même acide ajouté aux dissolutions concentrées de potasse, de soude et d'ammoniaque, et des tartrates neutres de ces bases, aussi-bien que des tartrates neutres de magnésie et de cuivre, doivent être permanens. Les premiers sont toujours floconneux, les autres, toujours cristallins. Celui de cuivre seulement est en poudre d'un blanc verdâtre. Il s'ensuit également, que la plupart des acides doivent troubler les dissolutions des tartrates neutres alcalins, parce qu'ils transforment ces sels en

bitartrates; et qu'au contraire, ils doivent, par la même raison, opérer la dissolution des tartrates neutres insolubles : ce qui, en effet, a toujours lieu, à moins que l'acide ne puisse dissoudre la base du tartrate. L'ordre apparent d'affinités de l'acide tartarique est ainsi qu'il suit : chaux, baryte, strontiane, potasse, soude, ammoniaque et magnésie.

Les tartrates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont, non-seulement susceptibles de se combiner ensemble, mais encore avec les autres tartrates, de manière à former des sels doubles ou triples. On peut ainsi concevoir aisément pourquoi les tartrates de potasse, de soude et d'ammoniaque ne troublent point les dissolutions de fer et de manganèse, et troublent d'un autre côté les dissolutions des sels de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb. Dans le premier cas, il se forme des sels doubles, quelque petite que soit la quantité de tartrate qui aura été employée; et dans le second, il ne se forme de sel double, qu'autant que le tartrate ajouté est en grand excès.

Les tartrates de chaux et de baryte sont blancs, pulvérulens et insolubles.

Le tartrate de strontiane, formé, suivant M. Vauquelin, par la double décomposition de muriate de strontiane et de tartrate de potasse, est soluble, susceptible de cristalliser, et consiste dans 52,88 strontiane, et 47,12 acide.

Le tartrate de magnésie est en masse gélatineuse ou gommeuse.

Le tartrate de potasse, l'*alcali tartarisé* du Collége de Pharmacie de Londres, le *sel végétal*, suivant quelques-uns, fut autrefois distingué par la dénomination de *sel soluble*, parce qu'il l'était beaucoup plus que le surtartrate; il cristallise en carrés oblongs terminés en biseau. Sa saveur est amère. Il est décomposé par la chaleur, et même il se décompose aussi lorsque sa dissolution est abandonnée pendant quelque temps au repos. On employe ce tartrate en médecine, comme purgatif doux.

Le surtartrate (tartrate acide) de potasse, dont il a été fait mention au commencement de cet article, est d'un usage beaucoup plus étendu en médecine, comme rafraîchissant et modérément apéritif. On s'en sert aussi pour plusieurs préparations chimiques et pharmaceutiques. Dissous dans l'eau, avec addition d'un peu de sucre, et d'un zeste ou deux d'écorce de citron, il forme une boisson rafraîchissante agréable. Si, au-lieu d'eau, on se sert d'une infusion de baume vert (baume de Calaba ou baume de Marie), on fait, avec le tartrate acide de potasse, une des plus agréables liqueurs de celles qui nous sont connues. Un mélange, à poids égaux, de ce tartrate et de nitre, projeté dans un creuset rouge de feu, détone, et le résultat est le *flux blanc;* en traitant de même le mélange de ce tartrate, mais avec la moitié de son poids de nitre, le résidu de sa détonation est le *flux noir;* et l'on appelle *flux cru*, le simple mélange du tartrate avec le nitre, en proportions diverses. On fait aussi emploi du tartrate acide de potasse dans la teinture, la chapellerie, la dorure et autres arts. On blanchit le tartre cru, en faisant bouillir sa dissolution avec un vingtième de son poids de terre de pipe.

Le tartrate acide de potasse consiste, d'après l'analyse qu'en a faite M. Berzelius, dans 70,45 acide + 24,8 potasse + 4,75 eau = 100, ou

2 atômes acide. . .	=	16,75 . . .		70,30
1 atôme potasse. .	=	5,95 . . .		24,95
1 atôme eau. . . .	=	1,125. . .		4,75
		23,825		100,00

60 parties d'eau dissolvent 4 parties de tartrate acide de potasse, à la température de 100 degrés, et 1 partie seulement à la température ordinaire. Ce tartrate devient très-soluble dans l'eau, lorsqu'on y ajoute un cinquième de son poids de borax, ou même par l'addition d'acide borique. Il paraît, d'après M. Berzelius, que le tartrate neutre de po-

tasse, séché au soleil, diffère du tartrate acide, en ce qu'il ne contient pas d'eau de cristallisation. Il en établit la composition à 58,69 acide + 41,31 potasse = 100, quantité que fournit celle de 155,7 de tartrate de plomb. Or, 8,375 : 5,95 :: 58,5 : 41,5 ; ce qui donne les rapports des nombres équivalens des tartrates neutre et bitartrate.

M. Gay-Lussac, considérant combien est grande la faculté dissolvante du tartrate acide de potasse (crème de tartre), qu'il peut même dissoudre différens oxides, tels que le protoxide d'antimoine, qui sont insolubles dans l'acide tartarique, l'a recommandé comme agent d'un emploi utile dans l'analyse chimique. Ce savant pense que dans un grand nombre de cas, il agit comme acide simple. Dans cette manière de voir, le tartre émétique serait un composé de *crême de tartre* (tartrate acide de potasse) et de protoxide d'antimoine. Le tartrate acide de potasse ou crême de tartre contient généralement de 3 à 5 parties sur 100 de tartrate de chaux, que l'on en sépare en grande partie en faisant bouillir pendant quelques minutes, dans une quantité d'eau suffisante, 3 parties de crême de tartre et 1 partie de borax. La crême de tartre soluble que l'on obtient ainsi, est déliquescente; elle se dissout dans un poids égal au sien d'eau, à la température d'environ 12 degrés centigrades, et dans la moitié de son poids d'eau bouillante; sa dissolution est très-imparfaitement décomposée par les acides sulfurique, nitrique et muriatique. 4 parties de crême de tartre et 1 partie d'acide borique produisent un composé salin permanent, très-soluble dans l'eau. L'alun augmente aussi la dissolubilité du tartre.

En saturant avec de la soude l'acide surabondant dans le tartrate acide de potasse, on forme un sel triple, qui cristallise en gros prismes réguliers à huit pans à-peu-près égaux, d'une saveur amère, efflorescens et solubles dans environ 5 parties d'eau. Ce sel triple, qui consiste, suivant M. Vauquelin, dans 54 parties de tartrate de potasse, et

46 parties de tartrate de soude, fut autrefois en grande réputation comme purgatif, sous le nom de *sel de La Rochelle* ou *sel de Seignette*.

Le tartrate de soude est beaucoup moins soluble que ce sel triple, et cristallise en aiguilles déliées ou en lames minces.

Le tartrate d'ammoniaque est un sel très-soluble, d'une saveur amère, et cristallisant aisément. Sa dissolution se décompose spontanément.

Ce tartrate forme aussi avec le tartrate de potasse un sel triple, dont la dissolution fournit, par refroidissement, des cristaux en prismes ou en pyramides, qui sont déliquescens. Quoique les sels neutres qui composent ce sel triple soient l'un et l'autre d'une saveur amère, celle qu'il a est fraîche et sans amertume.

ACIDE TUNGSTEUX. Ce qu'on a appelé ainsi paraît être un oxide de TUNGSTÈNE.

ACIDE TUNGSTIQUE. Cet acide n'a été rencontré que dans deux minéraux, dont l'un, autrefois appelé tungstène, est un tungstate de chaux, et très-rare; et dont l'autre, plus commun, est composé d'acide tungstique, d'oxide de fer et d'un peu d'oxide de manganèse. C'est de ce dernier minéral que s'obtient l'acide, en le traitant ainsi qu'il suit : on chauffe ensemble dans un matras, pendant une demi-heure, le wolfram ou tungstate de fer, dégagé de sa *gangue* siliceuse, avec cinq ou six fois son poids d'acide muriatique. Les oxides de fer et de manganèse étant ainsi dissous, on obtient l'acide tungstique sous la forme d'une poudre jaune. Après avoir lavé à plusieurs reprises cette poudre avec de l'eau, on la met en digestion dans de l'ammoniaque liquide, en excès et chauffé, qui dissout complètement l'acide. Cette dissolution étant filtrée, on la fait évaporer à siccité dans une capsule. En chauffant alors à l'ignition le résidu dessé-

ché, l'ammoniaque se dégage, et il reste l'acide tungstique pur. Si le wolfram n'a pas été décomposé en totalité dans cette opération, on le soumet de nouveau à l'action de l'acide muriatique.

L'acide tungstique est sans saveur, et n'affecte pas les couleurs végétales. Les tungstates des alcalis et de magnésie sont solubles, et susceptibles de cristalliser. Les tungstates terreux sont insolubles, ainsi que ceux des oxides métalliques. L'acide tungstique est formé de 100 parties de tungstène métallique et de 25 ou 26,4 parties d'oxigène.

ACIDE URIQUE. Cet acide est le même que l'Acide lithique. (*Voyez* ce dernier acide, ci-devant.)

ACIDE ZOONIQUE. Dans le liquide qu'on obtient par la distillation de substances animales, liquide qui a été supposé ne contenir que du carbonate d'ammoniaque et une huile, M. Berthollet crut avoir découvert la présence d'un acide particulier, auquel il donna le nom de zoonique. Cependant M. Thénard a démontré, que ce prétendu acide n'est autre que l'acide acétique combiné avec une matière animale.

ACIDE ZUMIQUE. M. le docteur Thomson a proposé de donner ce nom à un acide que M. Braconnot appela nancéïque, de Nancy, ville qu'il habitait lorsqu'il reconnut pour la première fois l'existence de cet acide. Il le découvrit dans un grand nombre de substances végétales acescentes, dans le riz aigri, le jus de betterave putréfié, la décoction aigrie de carottes, de pois, etc. M. Braconnot pense que cet acide se développe simultanément avec l'acide du vinaigre dans les substances organiques, lorsqu'elles deviennent sûres. Il est sans couleur, incristallisable, et d'une saveur très-aigre.

M. Braconnot obtenait cet acide en concentrant presque jusqu'en consistance solide le jus de betterave aigri, en fai-

sant ensuite digérer avec de l'alcool, et en faisant alors évaporer la dissolution alcoolique jusqu'en consistance de sirop. Il étendait d'eau cette liqueur; et après y avoir projeté, jusqu'à saturation, du carbonate de zinc, il mettait le tout sur un filtre, et faisait ensuite évaporer le liquide filtré jusqu'à pellicule. La combinaison du nouvel acide avec l'oxide de zinc cristallise. Après l'avoir fait cristalliser une seconde fois, et redissoudre dans l'eau, il y versait un excès d'eau de baryte; en décomposant ensuite par l'acide sulfurique le sel barytique formé, et séparant le dépôt au moyen du filtre, il obtenait, par l'évaporation, le nouvel acide pur.

L'acide zumique forme, avec l'alumine, un sel qui ressemble à la gomme; et, avec la magnésie, un sel inaltérable à l'air, en petits cristaux grenus, soluble dans 25 parties d'eau, à la température d'environ 19 degrés centigrades; les sels que cet acide produit avec la potasse et la soude, ne cristallisent point; ils sont déliquescens et solubles dans l'alcool. Avec la chaux et la strontiane, ce sont des sels grenus solubles; avec la baryte, le sel est incristallisable, non déliquescent, et ayant l'aspect d'une gomme. Avec l'oxide blanc de manganèse, le sel produit cristallise en prismes tétraèdres, solubles dans 12 parties d'eau à 15,5° centigrades; avec l'oxide de zinc, c'est un sel cristallisant en prismes carrés, terminés par des sommets obliquement tronqués, solubles dans 50 parties d'eau, à 20 degrés centigrades. Avec le fer, le sel cristallise en fines aiguilles tétraèdres. Il est peu soluble, et ne s'altère point à l'air. Avec l'oxide rouge de fer, le sel est blanc, et ne cristallise point; avec l'oxide d'étain, c'est un sel cristallisant en octaèdres cunéiformes. Avec l'oxide de plomb, le sel est incristallisable, non-déliquescent, et ressemblant à une gomme. Avec l'oxide noir de mercure, c'est un sel très-soluble, qui cristallise en aiguilles.

ACIDIFIABLE. Ce mot désigne un corps susceptible d'être converti en un acide par un principe acidifiant (*Voyez*

Acide); et toute substance qui jouit de cette propriété, s'appelle *radical* ou *base acidifiable*.

ACIDULE. Dénomination appliquée dans la nomenclature chimique française à ceux des sels dans lesquels la base est combinée avec un excès d'acide tel, qu'ils manifestent sensiblement des propriétés acides. C'est ainsi qu'on a appelé acidule tartareux la crême de tartre (tartrate acide de potasse).

ACIER. On a donné ce nom à une modification ou préparation du fer sur laquelle nos connaissances ne sont pas très-précises, malgré les recherches sur ce sujet d'un grand nombre de chimistes distingués. Je suis redevable des faits importans dont je vais présenter ici l'exposé, au propriétaire de la manufacture de Monkland, où se fabrique de l'acier de cimentation, et fondu, de qualité supérieure.

Les caisses ou auges, dans lesquelles on stratifie les barres de fer, ont environ trois mètres de longueur, et sont formées avec une espèce de grès inaltérable au feu. On ne fait usage, à Monkland, que de fer de Suède, pour en opérer la conversion en acier. L'augmentation de poids est de 4 à 12 onces pour cent; et, par conséquent, le taux moyen est de 1 partie sur 224. La première proportion constitue de l'acier doux, et la seconde de l'acier très-dur. Si l'on poussait beaucoup plus loin l'opération, alors l'acier se fondrait, et dans sa fusion, il prendrait une dose de charbon suffisante pour l'amener à l'état d'acier fondu. Le charbon dont on fait emploi pour en former des couches avec les barres de fer, doit être broyé de manière à pouvoir passer par un crible percé de trous de 6 millimètres de diamètre. Dès que la température de l'intérieur des caisses s'élève à 70 degrés du pyromètre de Wedgevood, le carbone commence à être absorbé par le fer. Il n'y a pas d'autre diminution du poids du charbon que celle à laquelle cette combinaison donne lieu; ce qui reste sert pour une autre charge.

Il existe de grandes différences entre le fer en barres importé dans le même temps, ce qui en occasionne auxquelles on ne s'attendait pas dans la qualité de l'acier qui résulte de son emploi.

Je témoignai, en 1820, à M. William Murray, le désir que j'aurais de savoir pourquoi du fer en barre passerait à l'état de fer fondu mou par l'effet de l'opération poussée trop loin dans le fourneau à acier de cimentation, et comment ce fer ne devient pas acier fondu, puisqu'il est dit que l'acier fondu est produit par la fusion, dans le creuset, de l'acier de cimentation, ou, ainsi qu'on le désigne en Angleterre, acier *boursoufflé*. M. Murray ayant fait part de ces observations à M. John Buttery, connu pour avoir acquis une grande expérience dans la fabrication de l'acier, celui-ci voulut bien me donner, dans une lettre qu'il m'écrivit à ce sujet, les renseignemens importans qui suivent :

« Le mode adopté dans la pratique, pour la fabrication de l'acier fondu, consiste à mettre à l'état de fusion, dans un creuset, de l'acier ordinaire, sans aucun mélange de charbon. Le degré de dureté que doit avoir l'acier fondu, se règle pour celle qui manque, par une addition d'acier de cémentation du degré de dureté convenable.

» Cette manière d'opérer rectifie l'erreur commune, que pour faire l'acier fondu, il est nécessaire, et qu'on est dans l'usage de mêler avec l'acier, qui doit être mis en fusion, une certaine quantité de charbon.

» La propagation de cette erreur en a entraîné d'autres. M. le docteur Thomson dit, en parlant sur ce sujet, que l'acier fondu est plus fusible que l'acier ordinaire, et qu'il ne peut être, par cette raison, soudé avec le fer; il se fond avant d'avoir éprouvé un degré de chaleur assez élevé. Il ajoute que la proportion du carbone est plus considérable dans l'acier fondu que dans l'acier ordinaire; et c'est, suivant lui, de cette différence de proportion que semble résulter celle qui existe entre ces deux espèces d'aciers.

» Il suffira d'un seul fait pour faire voir que cette conclusion n'est pas fondée. Supposons un morceau d'acier de cémentation, assez dur, et cependant propre à se souder avec le fer sans aucune difficulté ; si alors l'on convertit cet acier en acier fondu, il ne pourra plus se souder avec le fer. Il ne se fondra pas avant d'avoir éprouvé un degré de chaleur assez élevé; mais, lorsqu'y ayant été amené, on le soumettra à l'action du marteau, il sera divisé comme un morceau de sable, et les parties, une fois séparées, se refusent à s'unir de nouveau. Cette difficulté de travailler l'acier ne peut provenir de ce qu'il contient plus de carbone; car le fait est qu'il en contient moins, une partie de carbone ayant dû être brûlée dans l'opération de la fusion; et si l'on faisait fondre une seconde fois le même acier, il se brûlerait plus de carbone, ce qui rendrait l'acier plus mou; mais, en-même-temps, la difficulté de le travailler s'accroîtrait, ou, en d'autres termes, la propriété de cassant à chaux, que cet acier avait acquise dans sa première fusion, serait augmentée du double dans la seconde, quoiqu'il fût très-naturel, pour qui n'aurait pas eu l'expérience, de conclure que l'acier, à mesure qu'il rétrograde vers l'état de fer malléable, devrait acquérir, dans la même proportion, toutes les propriétés du métal dans cet état. D'après cette manière d'envisager la circonstance, que l'acier fondu ne peut se souder avec le fer, il paraîtrait que la différence entre cet acier et l'acier ordinaire, est due à quelqu'autre cause qu'à celle à laquelle le docteur Thomson l'attribue.

» Lorsque le fer a absorbé dans le fourneau où se fait l'acier de cémentation assez de carbone pour le rendre acier d'un degré convenable de dureté, et qu'après cela on continue d'entretenir le feu, l'acier continuera aussi d'absorber de plus en plus du carbone. Sa fusibilité ira en augmentant, précisément dans la même proportion, jusqu'à ce qu'enfin il devient tellement fusible, que même la chaleur limitée d'un fourneau à cémentation le ramollit; et en passant alors à

l'état liquide, il prend une si grande quantité de charbon, qu'elle le transforme, d'acier qu'il était, en fer fondu. Il me paraît, dit M. Buttery, que dans le fer fondu de qualité supérieure, le charbon est combiné mécaniquement, et non chimiquement comme il l'est dans l'acier».

Dans un échantillon d'acier préparé dans le fourneau à cémentation que M. Buttery envoya à l'appui de ces renseignemens, la cassure de la barre présentait de l'acier au plus haut degré de combinaison avec le carbone où il puisse être; et une autre partie de la même cassure faisait voir la transition de l'état d'acier à celui de fer fondu (*).

ACONIT. Principe végétal vénéneux, probablement alcalin, extrait en dernier lieu par M. Brandes, de l'*aconitum napellus*. Nous ne connaissons pas les détails de son analyse.

ACTINOLITE. Le *Strahlstein* de Werner, l'*amphibole actinote hexaèdre* de M. Haüy. Il y a trois variétés de ce minéral, distinguées en *cristallisée*, *asbestoïde* et *vitreuse*.

1. Actinolite cristallisée. Ses couleurs sont le vert poireau, et le vert de nuances plus foncées. Elle cristallise en prismes obliquangles allongés, irrégulièrement terminés. Les cristaux sont souvent striés en longueur, quelquefois aciculaires. Ils

(*) L'auteur anglais a traité avec beaucoup d'étendue, dans son article *Iron* (fer), des différentes espèces d'acier, du mode de leur préparation, et de tout ce qui y a rapport. Ce n'est que beaucoup plus loin, au mot *Steel* (acier), qu'il a placé l'article ci-dessus en addition de ce qu'il avait dit précédemment sur l'acier. Mais dans l'alphabet français, le mot acier devant précéder le mot fer, il nous a fallu mettre l'article, en quelque sorte supplémentaire, du mot *Steel*, avant celui principal du mot *Iron*; et comme cette transposition pourrait avoir pour résultat de faire considérer l'article acier, placé ici, comme peu satisfaisant, et trop incomplet pour un objet aussi important, on a cru devoir en indiquer la cause, en renvoyant à l'article ci-après, fer.

(*Note du Traducteur.*)

sont éclatans à l'extérieur. Cette actinolite est translucide; on la trouve quelquefois en fibres soyeuses. Sa pesanteur spécifique varie de 3,0 à 3,3. Sa cassure est ordinairement rayonnée; quelquefois elle est lamelleuse avec double clivage indistinct : cette variété raye le verre.

2. Actinolite asbestoïde. Ses couleurs sont le vert, virant au gris et au brun, et le bleu de smalt. On la trouve en masse et en cristaux capillaires élastiques, groupés en masses cunéiformes, rayonnées ou confuses. L'éclat à l'intérieur est nacré; elle est fusible au chalumeau en un verre obscur. Sa cassure tient le milieu entre la cassure fibreuse et la cassure rayonnée à rayons en faisceaux. Les fragmens sont cunéiformes. Cette variété est opaque; douce au toucher, quoique peu facile à couper. Sa pesanteur spécifique est de 2,7 à 2,9.

3. Actinolite vitreuse. Ses couleurs sont le vert de montagne et le vert émeraude. On la trouve en cristaux minces aciculaires hexaèdres. Elle est striée en travers. Sa pesanteur spécifique varie de 3,0 à 3,2. La composition de l'actinolite est différemment établie d'après les analyses qui en ont été faites. Les résultats de l'analyse de l'actinolite vitreuse par M. Laugier, se rapprochent de ceux obtenus par M. Vauquelin de l'analyse de l'actinolite asbestoïde. Ces résultats de M. Laugier sont : silice 50, chaux 9,75, magnésie 19,25, oxide de fer 11, alumine 0,75, oxide de manganèse 0,5, oxide de chrome 3, potasse 0,5, humidité 5, perte 0,25. M. Thomson trouva dans l'actinolite asbestoïde venant du comté de Cornouailles, dont il fit l'analyse, sur 100 parties, 28,2 d'alumine, et 3,84 d'acide tungstique.

L'actinolite se trouve principalement dans les montagnes primitives avec une base magnésienne. Elle accompagne le talc et quelques roches micacées. Les principales localités où elle se rencontre, sont le Tyrol, le mont Saint-Gothard, près de Saltzsbourg, la Saxe, la Norwège et le Piémont; elle se présente en Angleterre, dans le Cornouailles, et le pays de

Galles, et en Écosse, dans les îles de Lewis et de Sky. On n'a jamais trouvé d'actinolite dans les montagnes secondaires.

ADAMANTIN (SPATH). Cette pierre, qui nous vient de l'Inde, et aussi de la Chine, n'a attiré l'attention des chimistes que dans ces derniers temps; elle est remarquable par son extrême dureté, qui se rapproche de celle du diamant, et qui la rend propre à s'en servir pour polir les gemmes.

On connaît en Europe deux variétés de spath adamantin. La première, qui vient de la Chine, est cristallisée en prismes à six faces, sans pyramides, dont la longueur varie de 13 à 25 millimètres, et dont l'épaisseur est d'environ 18 millimètres. Sa couleur est le gris de nuances diverses. Les plus gros fragmens sont opaques, les petits et les bords des prismes sont transparens. La cassure de cette variété est brillante, et sa texture spathique, ce qui fait que sa surface paraît légèrement striée. Ses cristaux sont recouverts d'une croûte très-mince et qui y adhère fortement, de lames de mica d'un blanc d'argent mêlées de particules de feldspath rouge. On observa sur un échantillon de ce spath adamantin une couverte superficielle de sulfate de fer.

Cette pierre est si dure, que non-seulement elle coupe le verre aussi facilement que le diamant, mais encore qu'elle raye le cristal de roche et plusieurs autres pierres dures. Sa pesanteur spécifique est de 3,710.

Il se trouve parfois dans cette variété de petits grains cristallins de mine de fer magnétique, qu'on en peut séparer au moyen de l'aimant, lorsque la pierre est réduite en poudre.

La seconde variété de spath adamantin, qui nous vient de Bombay, y est appelée par les habitans du pays, *corindon*. Elle diffère de la première, en ce qu'elle est blanche, que sa texture est plus évidemment spathique, et enfin, parce que les grains de fer magnétique y sont plus petits que dans les échantillons de la première variété, et

qu'ils ne sont pas disséminés à travers sa substance, mais seulement à sa surface.

L'analyse du spath adamantin est d'une difficulté extrême, à raison de la dureté de ce minéral. M. Chenevix l'ayant chauffé au rouge, à plusieurs reprises, et plongé chaque fois dans cet état dans de l'eau froide, il présenta des fentes en tous sens. Il le plaça alors dans un mortier d'acier d'environ 18 millimètres de diamètre, et d'environ 8 centimètres de profondeur, auquel s'adaptait exactement un pilon aussi d'acier. Un petit nombre de coups de ce pilon suffirent pour mettre le minéral en pièces, et les fragmens furent aisément réduits en une poudre impalpable dans un mortier d'agate, au moyen d'un pilon de même matière. M. Chenevix fit fondre cette poudre dans un creuset de platine avec deux fois son poids de borax calciné, et le verre fut dissous en le faisant bouillir pendant environ douze heures dans de l'acide muriatique. En examinant ensuite les précipités produits dans cette dissolution, on trouva dans les échantillons ci-après, savoir : celui venant de la Chine, sur 100 parties, 86,50 alumine, 5,25 silice, 6,50 fer; un échantillon d'ava, alumine 87, silice, 6,5, fer 45; un échantillon de Madagascar, alumine 86,5, silice 7, fer 4; un de la province de Carnate, alumine 91, silice 5, fer 1,5.

Un échantillon provenant du Thibet, faisant partie de la collection de M. Rashleigh, analysé par le révérend M. W. Grégor, lui donna pour résultats, alumine 81,75, silice 12,125, oxide de titane 4, eau 0,937, mais point de fer.

On a, dit-on, rencontré le spath adamantin dans différentes parties de l'Europe, et près de Philadelphie dans l'Amérique septentrionale; mais les essais qui en ont été faits ont presque tous, ou même tous, fait connaître que le minéral trouvé n'était pas le spath adamantin. Dernièrement, cependant, le professeur Pini a découvert en Italie une pierre dont les caractères, tels qu'il les présente, se rapportent à ceux du spath adamantin (*Voyez* CORINDON).

ADHÉSION (*Voyez* Cohésion).

ADIPOCIRE. La conversion spontanée de la matière animale en une substance ayant une très-grande ressemblance avec le spermacéti, a beaucoup occupé l'attention des chimistes; le fait était bien connu depuis long-temps, et il a été, dit-on, cité dans les ouvrages de lord Bacon, quoique je n'y aie pas vu le passage qui s'y rapporte. Ce fut à l'occasion de la translation du cimetière des Innocens, à Paris, d'un très-grand nombre de cadavres humains, que les différens états de ces cadavres présentèrent à l'observation des faits de cette nature les plus étonnans. C'est à Fourcroy qu'on peut attribuer la découverte scientifique de cette matière particulière, ainsi que de la substance savonneuse ammoniacale que contenaient des corps abandonnés en grandes masses à une destruction spontanée. Ce savant lut, à ce sujet, en 1789, à l'Académie royale des Sciences, un mémoire dont j'extrairai ce qui suit:

Lors des travaux et des fouilles à faire au cimetière des Innocens, des personnes instruites furent chargées, par l'autorité, de s'occuper des précautions nécessaires à prendre dans cette circonstance pour garantir la santé des travailleurs. Ce fut alors que se présenta un objet nouveau et singulier de recherche qui avait nécessairement été inconnu aux chimistes précédens. Il était impossible de prévoir ce que contiendrait un sol surchargé depuis plusieurs siècles de corps livrés à la putréfaction. Ce cimetière différait de ceux ordinaires, où chaque corps est entouré d'une portion du sol: c'était celui d'une grande ville, où des générations successives de ses habitans avaient été enfouies depuis plus de trois siècles. On ne se serait pas imaginé que la décomposition entière des cadavres eût pu être retardée de plus de quarante ans; rien ne faisait non plus soupçonner qu'il pût résulter quelque différence remarquable de celle de la situation des corps enfouis en grande quantité, ou dans des cavités souterraines, ou isolés au milieu de la terre.

Les restes des corps humains plongés dans cette masse de

putréfaction, furent trouvés dans trois états différens, suivant l'époque à laquelle ils avaient été enterrés, le lieu qu'ils occupaient dans le cimetière, et leurs dispositions relative les uns aux autres. Les plus anciens de ces restes n'étaient que des portions d'ossemens irrégulièrement dispersés dans le sol, où ils avaient été souvent dérangés et remués par les fouilles nécessaires dans un cimetière aussi vaste. Un second état, dans quelques corps qui avaient toujours été isolés, présentait la peau, les muscles, les tendons et les aponévroses, desséchés, cassans, durs, d'une couleur plus ou moins grise, et semblables à ce qu'on a appelé des momies dans certains caveaux, où l'on a observé ce changement, comme dans les catacombes de Rome, et le caveau des cordeliers de Toulouse.

Le troisième et le plus singulier état de ces parties molles fut observé dans les corps qui remplissaient les fosses communes. On appelait ainsi des cavités de 30 pieds (environ 10 mètres) de profondeur, et 20 (environ 7 mètres) de largeur, que l'on creusait dans le cimetière des Innocens, destinées à y placer, en rangs très-serrés, dans leurs bières de bois, les corps des pauvres. La nécessité d'en entasser un grand nombre, obligeait les hommes chargés de cet emploi, de placer ces bières si près les unes des autres, que ces cavités de fosses communes pouvaient être considérées, étant remplies, comme un massif de corps humains séparés seulement par deux planches d'environ un demi-pouce (environ 14 millimètres) d'épaisseur. Chacune de ces cavités contenait de mille à quinze cent cadavres. Lorsque l'une des fosses communes de cette grandeur était remplie, ou la recouvrait d'environ 1 pied (environ 32 centimètres de terre), et l'on formait une autre excavation pareille à quelque distance. Chaque fosse restait ouverte pendant environ trois ans, temps nécessaire pour la remplir. Suivant l'urgence des circonstances, on creusait de nouvelles fosses dans le même lieu, après un intervalle de temps de 15 ans au plus tôt, et de 30 ans au plus tard. L'expérience avait appris aux fossoyeurs que ce temps ne suffisait pas pour la destruction entière des

corps; et cette expérience leur avait fait connaître les changemens progressifs dont le mémoire de Fourcroy est l'objet.

La première de ces grandes fosses, dans laquelle il fut fait une fouille en présence de ce chimiste, avait été remplie et par conséquent fermée depuis 45 ans. Les bières étaient dans un bon état de conservation, mais un peu affaissées les unes sur les autres, et le bois (que je suppose être du sapin) avait une teinte jaune. Lorsque les couvertures de plusieurs bières eurent été enlevées, on observa que les corps placés sur la planche du fond, laissaient une distance assez grande entre leur surface et la planche de dessus, et étaient tellement aplatis qu'ils semblaient avoir éprouvé une forte compression. Le linge qui recouvrait les corps y était légèrement adhérant; et, avec la forme des différentes régions, ces corps n'offraient plus, en soulevant le linge, que des masses irrégulières d'une matière molle, ductiles, d'un gris blanc. Ces masses environnaient les os de toutes parts; elles n'avaient point de solidité, et se cassaient par toute pression brusque; l'aspect de cette matière, sa composition évidente et sa mollesse, la faisaient ressembler à du fromage blanc ordinaire: et cette ressemblance était encore plus frappante par les empreintes que les fils du linge avaient formées à sa surface. En touchant cette substance blanche, elle cédait et se ramollissait en la frottant pendant quelque temps entre les doigts.

Ces corps ne répandaient point une odeur très-infecte. La nouveauté et la singularité du spectacle, et l'exemple des fossoyeurs, éloignaient toute idée de dégoût et de crainte. Ces hommes assuraient que jamais ils n'avaient trouvé cette matière, qu'ils appelaient *gras*, dans des corps enterrés seuls; mais que ce n'était que les corps accumulés dans les fosses communes, qui étaient sujets à ce changement. En examinant avec beaucoup d'attention un certain nombre de corps passés à cet état, Fourcroy remarqua que la conversion n'était pas dans tous également avancée; de manière que plusieurs offraient encore, au milieu de la matière grasse, des portions de muscles reconnaissables à leur tissu fibreux et à leur cou-

leur plus ou moins rouge. Il reconnut que les masses recouvrant les os étaient partout de la même nature, offrant indistinctement dans toutes les régions, une substance grise, le plus souvent molle et ductile, quelquefois sèche, toujours facile à séparer en fragmens poreux, percés de cavités, et n'offrant plus aucune trace des membranes, des muscles, des tendons, des vaisseaux et des nerfs. Au premier aspect de ces masses blanches, on aurait pu en conclure qu'elles n'étaient que du tissu cellulaire dont elles représentaient très-bien les aréoles et les vésicules.

En examinant cette substance dans les différentes régions du corps, on trouva que la peau est particulièrement disposée à éprouver cette altération remarquable; on s'aperçut ensuite que les ligamens et tendons n'existaient plus, ou qu'au-moins ils avaient perdu leur ténacité; de sorte que les os étaient tout-à-fait sans soutien, et livrés à l'action de leur propre pesanteur; d'où il résultait qu'ils ne conservaient, jusqu'à un certain point, leurs places relatives que par simple juxta-position : le moindre effort suffisait pour les séparer. Les fossoyeurs se servaient de cette circonstance lorsqu'il s'agissait d'enlever les corps des fosses; car ils les roulaient sur eux-mêmes de la tête aux pieds, et ils séparaient ainsi l'une de l'autre, les extrémités des os qui étaient autrefois articulées. Dans tous ces corps changés en *gras*, la cavité abdominale avait disparu; les tégumens et les muscles de cette région étant convertis dans la matière grasse comme les autres parties molles du corps, s'étaient affaissés, et s'appuyaient sur la colonne vertébrale; de sorte que le ventre était tellement aplati, qu'il n'y restait plus de place pour les viscères, et qu'on en trouvait à peine quelque trace dans cette cavité presque oblitérée. Cette observation fut pendant long-temps un sujet d'étonnement pour ceux qui examinaient les corps. En vain cherchaient-ils dans le plus grand nombre de ces corps, le lieu et la substance de l'estomac, des intestins, de la vessie et même du foie, de la rate, des

reins et de la matrice chez les femmes; tous ces viscères étaient confondus ensemble, et le plus souvent il n'en restait aucune trace; quelquefois seulement on trouva certaines masses irrégulières de la même nature que la matière grasse, de différens volumes, depuis celui d'une noix jusqu'à deux ou trois pouces (de 5 à 8 centimètres) de diamètre, dans les régions du foie ou de la rate.

La poitrine offrit également un assemblage de faits non moins singuliers qu'intéressans. L'extérieur de cette cavité était aplati et comprimé comme le reste des organes; les côtes luxées spontanément dans leurs articulations avec les vertèbres, étaient affaissées et couchées sur la colonne dorsale; leur partie arquée ne laissait entre elle et les vertèbres qu'un petit espace de chaque côté. On ne pouvait plus distinguer dans cette cavité torachique, la plèvre, les médiastins, les gros vaisseaux, la trachée artère, ni même les poumons et le cœur; mais ces viscères avaient, pour la plus grande partie, entièrement disparu, et l'on ne voyait à leur place que quelques parcelles de la substance grasse. Dans ce cas, la matière, qui était le produit de la décomposition des viscères chargés de sang et de diverses espèces d'humeurs, diffère de celle de la surface du corps et des os longs par sa couleur rouge ou brune. Quelquefois les observateurs trouvèrent dans la poitrine une masse irrégulièrement arrondie, de la même nature que la dernière, qui leur parut être provenue de la graisse et de la substance fibreuse du cœur. Ils supposèrent que cette masse, qui ne se trouvait pas constamment dans tous les sujets, devait son existence à une surabondance de graisse dans ce viscère; car on eut lieu d'observer généralement, qu'à circonstances égales d'ailleurs, les parties grasses éprouvent cette conversion plus évidemment que les autres, et donnent une plus grande quantité de la matière blanche.

La région extérieure de la poitrine présentait souvent dans les cadavres des femmes la masse glanduleuse et adipeuse

des mamelles, convertie dans la matière grasse très-blanche et très-homogène.

La tête était, ainsi qu'on l'a déjà dit, environnée de la matière grasse; la face n'était plus reconnaissable dans le plus grand nombre des sujets; la bouche désorganisée, n'offrait plus de langue ni de palais; et les mâchoires luxées, et plus ou moins déplacées, étaient environnées de plaques irrégulières de la matière blanche. Quelques grumeaux de la même matière occupaient ordinairement la place des parties situées dans la bouche; les cartilages du nez participaient à l'altération générale de la peau; les orbites, au-lieu d'yeux, contenaient des masses blanches; les oreilles étaient également désorganisées, et le cuir chevelu, changé comme les autres organes, conservait encore les cheveux. Fourcroy fait remarquer à ce sujet, que les cheveux paraissent résister plus long-temps que toute autre partie du corps à toute altération. Le crâne renfermait constamment le cerveau rappetissé, noirâtre à sa surface, et changé absolument comme les autres organes. Dans un grand nombre de sujets, qui furent examinés avec soin, ce viscère ne fut jamais trouvé manquant, et toujours on le vit dans l'état indiqué: ce qui prouve que la substance du cerveau a beaucoup de disposition pour se changer dans la matière grasse.

Tel était l'état des corps trouvés dans le cimetière des Innocens. La substance grasse présentait diverses modifications.

Dans les corps nouvellement changés, c'est-à-dire depuis trois jusqu'à cinq ans, cette matière était d'une consistance molle et très-ductile; elle contenait une grande quantité d'eau. Dans d'autres sujets convertis depuis long-temps en cette matière grasse, tels que ceux qui occupaient les fosses remplies et fermées depuis trente à quarante ans, cette matière était plus sèche, plus cassante, et en plaques plus denses. Dans plusieurs corps, placés dans de la terre sèche, quelques portions de la matière grasse étaient devenues demi-transparentes; l'aspect, le tissu grenu, et la qualité cassante

de cette matière desséchée, la faisaient ressembler beaucoup à la cire.

L'époque de la formation de cette substance influait aussi sur ses propriétés. En général, toute celle formée depuis long-temps était blanche, égale dans tous ses points, et ne contenait aucune matière étrangère, aucun reste de tissu fibreux; telle était particulièrement celle fournie par la peau des extrémités. Au contraire, dans les corps nouvellement changés, la matière grasse n'était ni aussi homogène ni aussi pure que la première; mais on y trouvait encore certaines portions de muscles, de tendons et de ligamens, dont le tissu, quoique déjà altéré et changé dans sa couleur, était encore reconnaissable; suivant que la conversion était plus ou moins avancée, ces restes fibreux étaient plus ou moins pénétrés de la matière grasse, comme si elle se fût interposée entre les interstices des fibres. Cette observation annonce que ce n'est pas seulement la graisse qui se change ainsi, comme il était assez naturel de le penser à la première inspection. D'autres faits confirment cette assertion. La peau se convertit facilement en matière grasse, blanche, très-pure; il en est de même du cerveau, et ni l'une ni l'autre de ces deux substances n'a été considérée par les anatomistes comme de la graisse.

Il est vrai néanmoins, que les parties onctueuses, et les cadavres chargés de graisse paraissent passer plus facilement et plus promptement à l'état dont il est ici question. C'est ce qui fut remarqué dans la moëlle qui occupait les cavités des os plus longs. D'un autre côté, il est à présumer que la plupart des corps renfermés dans les fosses communes avaient été émaciés par les maladies qui avaient terminé leur existence : et cependant tous ces corps étaient absolument tournés à cette matière grasse.

Une expérience de M. Poulletier de La Salle, faite également par Fourcroy, prouvait que ce n'est pas la graisse seule qui éprouve cette altération. M. Poulletier avait suspendu

dans son laboratoire un petit morceau de foie humain, dans la vue d'observer ce qu'il deviendrait par le contact de l'air. Il se putréfia en partie, sans émettre cependant aucune odeur infecte. Des larves de dermestes et de bruches l'attaquèrent et le pénétrèrent en plusieurs sens; à la fin, il se dessécha, et après être resté pendant plus de dix ans ainsi suspendu, il fut converti en une substance blanche, friable, ressemblant à de l'agaric desséché; et dans cet état, on eut dit que ce n'était plus qu'une substance terreuse; il ne répandait pas d'odeur sensible.

M. Poulletier désirant connaître la nature de cette matière animale, il reconnut bientôt, ainsi que Fourcroy, par les expériences auxquelles ils la soumirent, que cette matière n'était rien moins qu'une terre. Elle se fondait par la chaleur, et exhalait, en se réduisant en vapeur, une odeur grasse très-fétide. L'alcool en séparait une huile concrescible, qui leur parut avoir toutes les propriétés du blanc de baleine. Chacun des trois alcalis la mettait à l'état de savon; en un mot, elle présentait toutes les propriétés de la matière grasse du cimetière des Innocens, exposée pendant quelque temps à l'air. Voilà donc alors un organe glanduleux, qui, au milieu de l'atmosphère, avait éprouvé un changement semblable à celui des corps du cimetière; et ce fait suffit pour prouver qu'une substance animale, qui ne se rapproche nullement de la nature de la graisse, peut être transformée en totalité en cette matière grasse.

Parmi les modifications que l'état des corps dans le cimetière avait présentées, on avait distingué celle de la matière sèche, friable et cassante, qui se trouvait le plus ordinairement dans les corps placés à la surface du terrain, d'avec celle de la matière molle et ductile qui existait dans ces corps enfouis à une plus grande profondeur. Fourcroy remarque que cette matière sèche ne différait de l'autre qu'en ce qu'elle contenait moins d'eau, et aussi parce que l'un de ses principes s'était volatilisé.

Les fossoyeurs assurent, qu'il faut à-peu-près trois ans de séjour dans la terre, pour qu'un corps soit converti dans la substance grasse. Mais le docteur Gibbes d'Oxford trouva, que du maigre de bœuf maintenu dans un filet d'eau courante, était converti au bout d'un mois dans cette matière grasse. Il prit trois morceaux de maigre de mouton sur chacun desquels il versa une certaine quantité des trois acides minéraux ordinaires. Au bout de trois jours, chacun de ces morceaux était beaucoup changé. Celui sur lequel le docteur avait mis de l'acide nitrique était très-mou, et converti dans la matière grasse. Celui soumis à l'action de l'acide muriatique n'avait pas été, dans cet espace de temps, aussi altéré; et l'acide sulfurique avait fait tourner l'autre au noir. Lavoisier pense que ce procédé peut devenir par la suite d'un grand emploi dans la société. Il n'est pas facile de faire connaître quelle substance animale, ou quelle circonstance serait la meilleure à adopter pour une semblable entreprise. Lavoisier indique les matières fécales; mais je n'ai entendu parler d'aucune conversion semblable à celle dont il s'agit, ayant eu lieu dans ces résidus animaux.

Les renseignemens que Fourcroy chercha à se procurer, et qu'il put recueillir sur les changemens ordinaires qu'éprouvent les corps récemment déposés dans la terre, ne s'étendirent pas bien loin. Il apprit des fossoyeurs, que les corps enterrés ne changent sensiblement de couleur qu'au bout de sept ou huit jours; que, dès que la putréfaction a lieu, il se dégage dans l'abdomen un fluide élastique, qui le gonfle, le distend, et finit par le faire rompre; que la vapeur qui s'élève lorsque cette cavité se rompt, fait éprouver aux personnes qui ont le malheur de se trouver à une distance trop peu éloignée de l'endroit où ce dégagement a lieu, le vertige, un sentiment de mal-aise et de défaillance, et des nausées; mais que l'effet de cette vapeur, pour ceux qui sont plus rapprochés du cadavre qui la répand, est la perte soudaine du sentiment, et souvent la mort. Ces fossoyeurs ont

reconnu par l'expérience, qu'il n'y a réellement de dangereux pour eux dans ce que leurs travaux ont de pénible et de repoussant, que ce moment du dégagement de vapeur, et il leur cause beaucoup d'effroi. Ces hommes résistèrent aux instances que leur firent les observateurs, et à tous les moyens de persuasion qu'ils essayèrent d'employer pour les déterminer à leur procurer l'occasion de faire des recherches sur la nature de cette vapeur active et meurtrière; et Fourcroy saisit cette circonstance de la terreur qu'inspire la vapeur pernicieuse aux ouvriers des cimetières, ainsi que celle de la paleur de leur visage et leur air mal-sain, pour faire sentir le danger de l'établissement des cimetières dans le voisinage des grandes villes.

Les corps enterrés seuls au milieu d'une grande quantité de terre humide se détruisent en entier, en passant par tous les degrés successifs de la putréfaction ordinaire; et cette destruction est d'autant plus prompte, que la saison chaude ou tempérée est elle-même accompagnée d'humidité; mais si ces corps ainsi isolés sont secs et émaciés, si la terre où on les place est sèche, si la localité et d'autres circonstances sont telles, que cette terre, au-lieu de recevoir de l'humidité de l'atmosphère, acquiert encore plus d'aridité par son exposition aux rayons ardens du soleil, alors les sucs animaux sont absorbés et volatilisés, les solides se resserrent et se durcissent, et il se produit des espèces particulières de momie. Mais ces circonstances sont très-différentes dans les fosses communes. Les corps y étant amoncelés les uns sur les autres presque en contact, sont à peine affectés par les circonstances extérieures; et l'action des agens environnans et la désorganisation particulière qu'ils éprouvent n'est due qu'aux effets de leur propre substance, comme étant livrés à la seule réaction de leurs principes les uns sur les autres. Il résulte de diverses observations, dont je ne présente pas ici l'extrait, que la matière grasse peut se conserver dans ces cimetières pendant trente à quarante ans; et, qu'à la longue,

elle est altérée et entraînée par l'action dissolvante de l'humidité aqueuse fétide, qui y abonde.

Parmi le grand nombre de faits intéressans qu'a fourni l'examen chimique de la matière grasse des cadavres enfouis en masse dans les fosses communes, nous citerons ceux qui suivent, résultans des expériences de Fourcroy.

1.° Cette substance se fond a un degré de chaleur un peu inférieur à celui de l'eau bouillante ; et elle peut s'obtenir pure en la pressant à travers un linge, ce qui en séparait une portion de matière fibreuse et osseuse. 2.° La distillation à feu nu de cette matière, commencée au moyen d'une chaleur convenablement ménagée, ne fut pas poussée à fin, parce que cette opération, extrêmement lente, ne promettait que peu d'avantage. Les produits qui passèrent, étaient, de l'eau chargée d'ammoniaque, une huile grasse, de l'ammoniaque concrète, et il ne se dégagea aucun fluide élastique pendant tout le temps que l'opération fut continuée. 3.° Des fragmens de la matière grasse, exposés à l'air sec et chaud dans l'été de 1786, devinrent secs, cassans, et presque pulvérulens à la surface. En examinant avec attention plusieurs de ces fragmens, on y reconnut des portions demi-transparentes, et plus cassantes que le reste. Ces portions avaient toutes les propriétés apparentes de la cire, et elles ne donnèrent plus d'ammoniaque par distillation. 4.° Avec l'eau, la matière grasse présentait toute l'apparence du savon, et moussait fortement. Cette matière, séchée à l'air, ne forma pas la combinaison savonneuse avec la même facilité et aussi parfaite que le gras frais. Il se sépara de l'eau par le refroidissement, environ les deux tiers de la matière séchée; ce dépôt fut reconnu pour être une substance demi-transparente, ressemblant à de la cire. Cette substance fut séparée de dessus la liqueur savonneuse, qui, étant alors filtrée, laissa une matière blanche, douce au toucher, brillante, qui était fusible et combustible. 5.° On essaya de reconnaître, au moyen de la chaux ou des alcalis fixes, la quantité d'ammo-

niaque contenue dans la matière grasse; mais ces essais furent sans succès, parce qu'il était difficile de recueillir et d'évaluer les premières portions d'ammoniaque qui s'échappaient, et aussi de dégager les dernières portions qui tiennent assez fortement. L'ammoniaque caustique opéra, à l'aide d'une douce chaleur, la dissolution complète de la matière grasse, et cette matière devint parfaitement claire et transparente, à la température de 85 degrés centigrades. 6.° On mit de l'acide sulfurique, de la pesanteur spécifique de 2,0, sur six fois son poids de la matière grasse, et l'on agita le mélange; il y eut production de chaleur, et il s'exhala un gaz, ou plutôt un effluve odorant, de la fétidité la plus insupportable, qui infecta, pendant plusieurs jours, l'air d'un vaste laboratoire. Il est impossible, dit Fourcroy, de décrire exactement cette odeur, mais c'est une des plus horribles et des plus repoussantes dont on puisse se faire l'idée; cependant elle ne causa aucune indisposition à ceux qui travaillaient avec lui, ni à lui-même. Ce mélange ayant été délayé dans l'eau, et la liqueur successivement évaporée et refroidie, autant de fois qu'il fut jugé convenable, à la manière ordinaire, on obtint des sulfates d'ammoniaque et de chaux. Il se sépara de la liqueur une matière qui ressemblait à de la cire, un peu altérée par l'action de l'acide. 7.° La matière grasse fut également soumise à l'action des acides nitrique et muriatique, et cette action donna lieu à des phénomènes remarquables, mais que, pour abréger, je m'abstiens de décrire ici. 8°. L'alcool n'attaque pas la matière grasse à la température ordinaire; mais, bouillant, il en dissout le tiers de son poids, qui peut s'en séparer presqu'entièrement, par l'abaissement de la température de la liqueur, jusqu'à celle d'environ 13 degrés centigrades. Après ce dépôt de la matière, l'alcool évaporé laisse une portion de substance cireuse semblable à celle séparée de la matière grasse par les acides; et, par conséquent, cette substance est la seule partie de la matière grasse qui soit soluble dans l'alcool. La quantité de matière grasse sur laquelle

on opéra, était de quatre onces, ou 2304 grains, et la portion non dissoute par l'alcool bouillant, pesait 26 grains : l'on trouva que c'était un mélange de 18 à 20 grains de savon ammoniacal, et de 6 à 8 grains de phosphate de soude et de phosphate de chaux. On voit, d'après cette expérience, qui, ayant été répétée trois fois, donna les mêmes résultats, que l'alcool peut servir seul pour faire une analyse assez exacte de la matière grasse. Il ne dissout point les sels neutres qui y sont contenus; il dissout à froid cette portion d'huile animale concrète qui s'est séparée par la volatilisation de l'ammoniaque, et il dissout à chaud toute la matière vraiment savonneuse, qui s'en sépare ensuite complètement par le refroidissement de la liqueur. On trouva qu'une lame mince de la matière grasse, qui avait perdu presque toute son ammoniaque par une exposition de trois ans à l'air, avait été presque totalement dissoute par l'alcool froid.

L'huile concrète, ou la substance cireuse, qui avait été obtenue dans ces expériences, devint un objet principal de recherche, comme étant la substance particulière avec laquelle les autres matières bien connues sont combinées. Cette substance se sépare spontanément par l'action de l'air, et à l'état de plus grande pureté par les acides, qu'on peut faire agir par voie de combustion. Il faut donc, pour décomposer la matière grasse avec un acide, qu'elle soit préalablement dissoute dans douze fois son poids d'eau chaude; et parmi les acides à employer, l'acide muriatique est préférable à l'acide sulfurique ou à l'acide nitrique; il en est de même de l'acide acéteux. La couleur de la substance cireuse est grisâtre; et, par son exposition à l'air, de même que par l'action de l'acide muriatique oxigéné, elle parut avoir acquis de la blancheur; mais cette blancheur se dissipa en la fondant, et l'on ne put trouver aucun moyen de la rendre permanente.

La nature de cette cire ou graisse, diffère de celle de toute autre graisse connue. Si, après sa fusion, on l'a laissée refroi-

dir lentement, son tissu est lamelleux et cristallin, et elle ressemble au spermacéti ou blanc de baleine; mais un refroidissement brusque lui donne une demi-transparence qui la rend analogue à la cire; au total néanmoins, c'est avec le blanc de baleine que cette substance retirée de la matière grasse, parut avoir le plus de rapport. Elle a moins d'odeur que le blanc de baleine, et se fond à environ 53 degrés centigrades, et à 34 seulement, suivant le docteur Bostock. Le blanc de baleine exige environ 4 degrés centigrades de chaleur de plus pour se fondre (11 de ces degrés suivant le docteur Bostock). Le blanc de baleine n'était pas aussi facilement cassant, après être refroidi, que cette substance cireuse. Une once d'alcool de la force de 30 à 40 degrés de l'aréomètre de Baumé, dissolvait, à la chaleur de l'ébullition, 12 gros de l'huile concrète dont il s'agit; tandis que la même quantité d'alcool, chauffé à la même température, ne pouvait dissoudre que 30 à 36 grains de blanc de baleine. La séparation de ces matières de la dissolution alcoolique, offrait aussi une différence remarquable, le blanc de baleine se déposant beaucoup plus promptement et en prenant une forme beaucoup plus régulière et cristalline. L'ammoniaque dissout avec une singulière facilité, et même à froid, l'huile concrète séparée de la matière grasse; et à chaud, cet alcali forme un véritable savon. Mais jamais le blanc de baleine ne peut produire, même avec un excès d'ammoniaque, un effet pareil.

Fourcroy termine son mémoire par des observations sur les changemens que les substances animales sont sujettes à éprouver dans des circonstances particulières. Dans la chimie moderne, on peut considérer les substances animales molles, comme des combinaisons des oxides d'hydrogène et d'azote carbonaté, plus compliquées que celles des oxides des substances végétales, et ayant par conséquent plus de tendance à s'altérer sans cesse. Si l'on conçoit alors que le carbone s'unit à l'oxigène, soit celui de l'eau qui est présenté, ou celui des autres matières ani-

males, et qu'il s'échappe ainsi en grande quantité sous la forme de gaz acide carbonique, on trouvera dans cette volatilisation la cause de la perte considérable de poids, c'est-à-dire, d'environ les neuf dixièmes du tout qu'éprouvent les matières animales, en se convertissant dans la matière grasse. L'azote, principe si abondant dans les matières animales, formera de l'ammoniaque en se combinant avec l'hydrogène; une partie de cette ammoniaque se dégagera en vapeur, et l'autre restera fixée dans la matière grasse. Le résidu des matières animales privées d'une grande partie de leur carbone, de leur oxigène et de tout leur azote, consistera dans une beaucoup plus grande proportion d'hydrogène, avec du carbone et une très-petite quantité d'oxigène; c'est cet hydrogène carboné, et légèrement oxidé, qui constitue, d'après la théorie de Fourcroy, la matière cireuse, ou adipocire, dont la combinaison avec l'ammoniaque forme le savon animal, ou le gras dans lequel les corps morts sont ainsi convertis.

De la fibre musculaire, macérée dans l'acide nitrique et ensuite bien lavée, fournit de l'adipocire pure, d'un jaune clair, ayant à-peu-près la consistance du suif, d'un tissu homogène, et par conséquent dépouillée d'ammoniaque; c'est ainsi qu'on se procure le plus ordinairement aujourd'hui cette substance pour les expériences de chimie. L'ambre gris paraît contenir de l'adipocire en grande quantité, cette substance y entrant dans la proportion de plus de moitié.

L'adipocire, ou le gras des cadavres, a été plus récemment examiné par M. Chevreul. Il l'a trouvé formé d'une petite quantité d'ammoniaque, de potasse et de chaux unies à beaucoup d'acide margarique et un peu d'acide oléique. L'acide muriatique faible s'empare des trois bases alcalines; en traitant ensuite le résidu avec une dissolution de potasse, l'acide margarique se précipite à l'état de surmagarate de potasse, et l'acide oléique reste dissous. Fourcroy étant dans l'opinion que la matière grasse des cadavres, la substance des calculs biliaires, et le spermacéti ou blanc de baleine,

étaient pour ainsi dire identiques, il les désigna sous le même nom d'adipocire; mais il paraît, d'après les recherches de M. Chevreul, que ces substances sont très-différentes les unes des autres.

Il a été inséré, dans les Transactions philosophiques pour 1813, un mémoire très-intéressant de sir E. Home et de M. Brande, sur le sujet dont il vient d'être traité. On trouve, dans ce mémoire, un grand nombre de faits curieux, qu'on y cite pour prouver que l'adipocire se forme par un commencement de putréfaction, et cette putréfaction étant incomplète. Marie Howard, agée de 44 ans, morte le 12 mai 1790, fut enterrée dans une fosse de dix pieds de profondeur, à l'extrémité orientale du cimetière de Shoreditch, dix pieds à l'est du grand égoût commun qui coule du nord au midi. Cet égoût, dans lequel il y a toujours de l'eau courante, a son niveau ordinaire huit pieds au-dessous de celui du sol, et deux pieds au-dessus du niveau des bières dans les fosses. Ce corps fut enlevé de sa fosse, ainsi que quelques autres placés près de lui, au mois d'août 1811, pour construire un tombeau dans cet endroit, et l'on reconnut que la partie charnue de ces corps était, dans tous, convertie en adipocire ou blanc de baleine. Pour expliquer la formation des quantités extraordinaires de graisse ou adipocire par des animaux d'une certaine construction intestinale, sir E. Home observe que le courant d'eau qui passe à travers leur colon, les parties latérales étant remplies de matière solide, place les contenus solides dans des circonstances jusqu'à un certain point semblables à celles des corps morts sur les bords d'un égoût ordinaire.

La circonstance de l'ambre gris, contenant 60 pour 100 de graisse, qui se trouve en quantités immenses dans le canal intestinal des baleines de l'espèce de celles d'où l'on tire le blanc de baleine, et jamais à une distance de plus de deux mètres de l'anus, est une preuve incontestable qu'il se forme de la graisse dans les intestins; et comme l'ambre gris ne se

rencontre que dans des baleines malades, il est très-probable, qu'elle se rassemble dans le canal intestinal sous l'influence de la maladie, les absorbans n'ayant pas alors assez d'action pour la prendre dans la constitution. Dans le colon de l'homme, on a trouvé quelquefois, dans un état de maladie de ce canal, des masses solides de graisse. Il a été publié dans le journal de médecine de Londres, en septembre 1817, une description et une analyse par le docteur Ure, d'une masse d'ambre gris, extraite, dans le comté de Perth, du rectum d'une femme vivante. Le docteur Babington a donné communication d'un cas de graisse formée dans les intestins d'une fille âgée de quatre ans et demi, et passant par les selles. M. Brande trouva, d'après l'idée qui lui en fut suggérée par sir E. Home, que du musc, mis en digestion dans de la bile, est susceptible d'être converti en graisse à la température d'environ 38 degrés centigrades. Si cependant la substance passe rapidement à l'état de putréfaction, il n'y a point de graisse formée. Des excrémens évacués par un gouteux, après six jours de constipation, fournirent, par leur infusion dans l'eau, une pellicule graisseuse. Ce procédé de formation de graisse dans les intestins inférieurs au moyen de la bile, répand un très-grand jour sur l'effet des lavemens nourrissans, effet bien reconnu, mais qu'on ne pouvait pas expliquer. C'est aussi par lui qu'on peut se rendre raison du dépérissement du corps qui accompagne si invariablement toutes souffrances des entrailles. Cette propriété de la bile explique également la formation de concrétions graisseuses dans la vessie du fiel, qui s'y rencontrent si fréquemment, et qui, d'après ces expériences, paraissent être produites par l'action de la bile sur le mucus sécrété dans la vésicule du fiel; et il peut nous mettre en état de comprendre comment il se fait que le manque de vésicule du fiel dans les enfans de mauvaise conformation est accompagné d'une maigreur excessive, malgré un grand appétit, et conduit à la mort dans un jeune âge. La graisse paraît ainsi être for-

mée dans les intestins, portée par eux dans la circulation, et déposée dans presque chaque partie du corps; et, comme il ne paraît pas y avoir de conduits directs pour transporter hors du corps toute surabondance de cette graisse, lorsque ce qui en est fourni excède la consommation, son accumulation devient un état de maladie, qui souvent fait beaucoup souffrir (*Voyez* CONCRÉTIONS BILIAIRES et ACIDE MARGARIQUE).

ADULAIRE. (*Voyez* FELDSPATH.)

AÉRÉE, EAU ALCALINE. (*Voyez* ACIDE CARBONIQUE.)

AÉRIEN, ACIDE. (*Voyez* ACIDE CARBONIQUE.)

AÉROLITE, PIERRE MÉTÉORIQUE. (*Voyez* MÉTÉOROLITE.)

AÉROMÈTRE. Nom donné par M. le docteur Hall à un instrument ingénieux de son invention, dont on se sert, dans des expériences pneumatiques, pour faire les corrections nécessaires lorsqu'on veut déterminer le volume moyen des gaz. Cet instrument consiste dans une boule de verre de 4,5 pouces cubes de capacité, soufflée à l'extrémité d'un long tube de 1 pouce cube de capacité. On fait entrer ce tube dans un autre tube de longueur à-peu-près égale, soutenu sur un pied ou socle. Le premier tube est maintenu à une certaine hauteur dans le second, au moyen d'un ressort. On introduit dans la boule et le tube cinq pouces cubes d'air atmosphérique, à la pression et température ordinaires, et cet air doit occuper une moitié du tube. L'autre moitié de ce tube, et partie du tube dans lequel il est placé, sont occupées par le fluide de la cuve pneumatique, soit eau, soit mercure. Le point du tube auquel l'air et le fluide se rencontrent, est marqué par la figure 5, indiquant 5 pouces cubes. Les parties supérieures et inférieures du tube sont divisées chacune en cinq parties représentant des dixièmes

d'un pouce cube. Le tube extérieur a une échelle de pouces, qui y est fixée. (*Journal of Science*, vol. V. *Voyez* Gaz.)

AÉROSTATION. C'est la dénomination ordinaire, quoiqu'elle ne soit pas très-correcte, qu'on a donnée à l'art d'élever des corps pesans dans l'atmosphère, au moyen de la propriété qu'ont d'y flotter de l'air chauffé, ou des gaz d'une faible pesanteur spécifique, renfermés dans une enveloppe; qu'à raison de la forme sphéroïde qu'elle a ordinairement, on a appelée *ballon*. De toutes les formes possibles, c'est celle sphérique qui présente le plus de capacité sous le moins de surface; d'où il suit, que de deux enveloppes de la même capacité, si l'une est de forme sphérique et l'autre de toute forme quelconque, qui ne soit pas celle-ci, la première consistera dans une quantité moindre d'étoffe, ou aura moins de surface. La forme sphérique est donc celle de toutes qui convient le mieux pour l'aérostation. On employe, pour les enveloppes, du taffetas lustré, ou de la mousseline, recouverts d'un vernis. La table qui suit présente les rapports entre les diamètres, les surfaces et les capacités des sphères.

Diamètres.	Surfaces.	Capacités.
1	3,141	0,523
2	12,567	4,188
3	28,274	14,137
4	50,265	33,510
5	78,540	65,450
10	314,159	523,600
15	706,900	1767,100
20	1256,600	4189,000
25	1963,500	8181,000
30	2827,»	14137,000
40	5026	33510,000

Lorsqu'on a déterminé, par expérience, le poids d'un pied carré de l'étoffe avec son enduit de vernis, on trouve, à l'in-

spection de la table ci-dessus, un multiplicateur, au moyen duquel on calcule aisément le poids total du ballon. Un pied cube (28,3 décimètres cubes) d'air atmosphérique pèse 527 grains, poids anglais (représentant environ 34 grammes), et le poids d'un pied cube d'hydrogène est d'environ 40 grains (2,6 grammes); mais comme le gaz avec lequel on remplit les ballons n'est jamais pur, il faut estimer à un peu plus le poids de ce gaz; et peut-être, qu'en prenant toutes choses en considération, on trouvera que c'est une règle convenable et suffisamment précise en aérostation, que d'évaluer le degré de force avec lequel le gaz renfermé dans le ballon flotte dans l'air, à une once avoir-du-poids (28,3 grammes) par pied cube (28,3 décimètres cubes). Il s'ensuit, qu'un ballon de 10 pieds (environ 3 mètres) de diamètre, aura une force ascensionnelle de 524 onces avoir-du-poids (environ 15 kilogrammes) moins le poids des 314 pieds (13,4 mètres) de surface de l'enveloppe. Un ballon de 30 pieds (environ 9 mètres) de diamètre, flottera dans l'air avec une force de près de 890 livres avoir-du-poids (403,5 kilogrammes), moins le poids de 2827 pieds (861,6 mètres) de surface de l'enveloppe. Il n'y a rien à diminuer sur cette évaluation pour les coutures du ballon. (*Voyez* article VERNIS.)

ÆTITE ou **PIERRE-D'AIGLE**. C'est le nom donné à une espèce de géode creuse, d'oxide de fer, mêlée souvent avec une plus ou moins grande quantité du silex et d'alumine, contenant dans sa cavité quelques concrétions, qui font du bruit lorsqu'on secoue la pierre. Cette pierre, de couleur brune, est le plus ordinairement de forme globuleuse, présentant quelquefois la figure d'un parallélipipède, dont les angles et les arêtes sont arrondis; la surface, en général, est rude et comme chagrinée, et souvent polie. En brisant la pierre, on la trouve composée de couches concentriques de diverses grandeurs. Ces pierres étaient, dit-on, transportées par les aigles dans leurs aires ou nids; et c'est

de là que leur est venu le nom de pierres-d'aigle. La superstition leur attribuait autrefois de grandes vertus.

AFFINITÉ (CHIMIQUE.) (*Voyez* ATTRACTION CHIMIQUE.)

AGALMATOLITHE. (*Voyez* BILDSTEIN.)

AGARIC, champignon, genre de l'ordre *fungi*, de Tournefort. Les champignons semblent se rapprocher de plus près de la nature de la matière animale, que toute autre production végétale quelconque, en ce qu'ils contiennent, outre l'hydrogène, l'oxigène et le carbone, une portion considérable d'azote, et qu'à la distillation, ils fournissent de l'ammoniaque. M. Proust y a aussi découvert de l'acide benzoïque et du phosphate de chaux.

On ne mange, en Angleterre, que d'un petit nombre d'espèces de champignons; mais on y en signale beaucoup pour avoir produit des effets délétères, quoique dans quelques autres pays, particulièrement en Russie, il y en ait très-peu qu'on rejette. Peut-être importe-t-il de les choisir frais, de les apprêter avec soin, et que leur tissu ne soit pas coriace; cependant les Russes sont très-friands de l'agaric poivré (*agaricus acris* ou *piperatus*), que nous regardons comme un poison, et ils le conservent avec du sel pendant l'hiver. L'usage de l'agaric aux mouches (*agaricus muscarius*) a été prescrit, à la dose de quelques grains, dans des cas d'épilepsie et de paralysie.

On faisait autrefois emploi dans la pharmacie, sous le nom d'agaric, de deux espèces de *boletus*. Le *boletus pini laricis*, agaric mâle, ou agaric blanc, s'administrait comme purgatif, soit en substance, soit en un extrait fait avec du vinaigre, du vin ou une dissolution alcaline. Le *boletus ignarius*, agaric amadouvier, nommé aussi agaric femelle, était appliqué extérieurement comme styptique, même après amputation. On prenait à cet effet la substance molle intérieure de cet

agaric, et on la battait avec un marteau pour la rendre encore plus molle. On employait de préférence celui de cette espèce d'agaric qui croît sur le chêne.

Les champignons, remarquables à raison de la promptitude avec laquelle ils croissent et dépérissent, et par l'odeur fétide qu'ils répandent dans leur décomposition spontanée, n'attirèrent pas, on ne peut s'expliquer pourquoi, l'attention des chimistes qui s'occupent d'analyse, quoiqu'ils eussent été dédommagés de leurs recherches sur ces corps, ainsi que l'ont prouvé celles récemment faites par MM. Vauquelin et Braconnot, et les découvertes qui en ont été le résultat. La portion fongueuse insoluble du champignon se rapprochant, sous quelques rapports, de la fibre ligneuse, quoique moins soluble que celle-ci dans les alcalis, et fournissant un aliment nutritif, est évidemment un produit particulier, auquel, en conséquence, on a donné le nom de fungine. Deux acides végétaux nouveaux, l'acide bolétique et l'acide fungique, furent aussi le résultat de ces recherches.

1. Agaric comestible *(agaricus campestris)*. Ce champignon, bon à manger, donna, à l'analyse qu'en fit M. Vauquelin, 1.° de l'adipocire : en soumettant à l'action de l'alcool bouillant le marc de ce champignon, ou ce qui restait après en avoir exprimé le suc, l'alcool déposa, en refroidissant, une matière floconneuse blanche, de nature graisseuse ; cette matière, séparée par la filtration, devint d'un blanc sale ; elle a le toucher gras et doux du blanc de baleine ; exposée à la chaleur, elle se fond promptement, et alors elle exhale l'odeur de graisse ; 2.° une huile ; 3.° de l'albumine ; 4.° le sucre des champignons ; 5.° une matière animale, soluble dans l'eau et dans l'alcool, répandant, étant chauffée, l'odeur de viande rôtie, comme l'osmazome ; 6.° une substance animale insoluble dans l'alcool ; 7.° de la fungine ; 8.° de l'acétate de potasse.

2. Agaric a grande volva (*agaricus volvaceus*). Ce champignon, analysé par M. Braconnot, lui donna de la fungine,

de la gélatine, de l'albumine, beaucoup de phosphate de potasse, de l'acétate de potasse, le sucre des champignons, une huile brune, de l'adipocire, de la cire, un principe délétère très-fugace, un acide libre, supposé être l'acide acétique, de l'acide benzoïque, du muriate de potasse, et beaucoup d'eau; en tout, quatorze ingrédiens.

3. Agaric poivré *(agaricus acris*, ou *piperatus)*. M. Braconnot ayant soumis ce champignon à l'analyse, il le trouva composé des mêmes substances que le précédent, à l'exception de la cire et de l'acide benzoïque; mais il contenait plus d'adipocire.

4. Agaric styptique *(agaricus stypticus)*. M. Braconnot obtint de 20 grammes de cette espèce, savoir :

	Grammes.
Résine et adipocire.	1,8
Fungine.	16,7
Une substance gélatineuse inconnue, un sel de potasse, et un principe âcre, fugace.	1,5
	20,0

5. Agaric bulbeux *(agaricus bulbosus)*. M. Vauquelin, qui examina ce champignon, le trouva consister dans les substances suivantes, savoir : une matière animale insoluble dans l'alcool, de l'osmazome, une matière grasse, molle, de couleur jaune et d'une saveur âcre. La substance insoluble ou squelette de ce champignon fournit à la distillation un produit acide. M. Orfila cite, dans sa Toxicologie, plusieurs exemples des effets funestes de cette espèce de champignon sur le corps de l'homme et des animaux. Les symptômes ordinaires qu'il produit sur l'homme, sont l'état de stupeur, le *cholera morbus*, accompagné de crampes très-douloureuses, et des convulsions. Le meilleur remède, lorsque ces accidens se manifestent, est l'émétique. Des chiens à qui l'on avoit donné de ce champignon en nature, et en petite quantité, moururent vingt-quatre heures après

l'ingestion de cette substance, et aussi après l'avoir prise étendue d'eau, et en infusion alcoolique; mais l'eau provenant de la distillation de ce champignon ne produisait pas les mêmes effets. Il est remarquable que ces animaux n'éprouvèrent que peu d'accidens pendant les dix premières heures.

6. Agaricus theogalus. M. Vauquelin trouva dans ce champignon la matière sucrée des champignons, l'osmazome, une matière grasse, d'une saveur amère et âcre, une matière animale insoluble dans l'alcool, et un sel contenant un acide végétal.

7. Agaricus muscarius. L'analyse de cette espèce d'agaric par M. Vauquelin lui donna les produits suivans, savoir: les deux matières animales contenues dans l'espèce qui précède, une matière grasse, du sulfate, du phosphate et du muriate de potasse. Le parenchyme de ces deux dernières espèces de champignons donna aussi à la distillation un produit acide. M. Orfila présente l'exposé intéressant qui suit des effets sur l'économie animale du champignon de cette espèce. Plusieurs soldats français mangèrent, à deux lieues de Polosck en Russie, des champignons de l'espèce dont il s'agit; quatre d'entre eux, fortement constitués, se crurent à l'abri des accidens que commençaient à éprouver leurs camarades d'une plus faible constitution, et ils refusèrent obstinément de prendre l'émétique; le soir, les symptômes suivans se manifestèrent: anxiété, suffocation, soif ardente, tranchées excessivement intenses, pouls petit et irrégulier, sueurs froides générales, altération de la physionomie, teinte violacée du bout et des ailes du nez, ainsi que des lèvres, déjections de matières fécales très-fétides. Ces symptômes augmentant d'intensité, on les porta à l'hôpital. Le froid et la couleur livide des extrémités, un délire mortel et les douleurs les plus vives les accompagnèrent jusqu'au dernier moment. L'un succomba quelques heures après son entrée à l'hôpital; les trois autres eurent le même sort, et périrent

dans la nuit. A l'ouverture des cadavres, on reconnut que l'estomac et les intestins présentaient de grandes marques d'inflammation et de larges taches gangréneuses, où la putréfaction paraissait déjà fort avancée.

AGARIC MINÉRAL. Le *lait de montagne*, la *farine fossile* des Allemands est l'un des plus purs des carbonates de chaux natifs. On le trouve principalement sous la forme de dépôt de nature pulvérulente, dans les fentes de roches et au fond de quelques lacs. On en a fait emploi, en l'administrant à l'intérieur dans les cas d'hémorragies, de rétention d'urine, de gravelle et de dyssenterie; et comme topique pour de vieux ulcères; pour les yeux affaiblis et chargés d'eau.

M. Fabroni appela *agaric minéral* ou *farine fossile*, une pierre de consistance peu serrée, qui se trouve en très-grande abondance en Toscane, et dont on fait, avec ou sans addition d'un vingtième d'argile, des briques assez légères pour flotter sur l'eau; ce qui fait supposer que les Anciens en faisaient usage à cet effet. Cette pierre diffère beaucoup cependant de celle qui précède, comme n'étant même pas du genre calcaire, puisque, d'après l'analyse qui en a été faite, elle paraît consister en 55 parties de silice, 15 parties de magnésie, 14 parties d'eau, 12 parties d'argile, 3 parties de chaux et 1 partie de fer. Kirwan désigne cette pierre par le nom d'*argillo-murite*.

AGATE. C'est un minéral qui a pour base la calcédoine, avec mélange, en proportions diverses, de jaspe, d'améthystes, de quartz, d'opale, d'héliotrope et de cornaline.

L'*agate rubanée* consiste dans des couches alternantes et parallèles de calcédoine avec jaspe, ou quartz ou améthiste. Les plus belles nous viennent de la Sibérie et de la Saxe; elle se présente dans du porphyre et du gneiss.

Agate brecciée ou *en brèche*. Une base d'améthiste, conte-

nant des fragmens d'agate rubanée, constitue cette belle variété. Elle est originaire de la Saxe.

Agate fortification, ou présentant des bandes en zigzag; cette espèce se rencontre en noyaux de figures diverses liés entre eux sous forme amygdaloïdale; on la trouve à Oberstein sur le Rhin, et en Écosse. En la sciant transversalement, et en la polissant ensuite, elle offre à l'intérieur des lignes en zigzag parallèles, qui ressemblent beaucoup au plan d'une fortification moderne. On voit dans le centre du quartz et de l'améthyste, en une masse esquilleuse.

Agate, pierre de Moka. C'est une calcédoine transparente, avec contours arborisés, comme des filamens végétaux. Le nom de moka donné à cette pierre lui est venu de ce lieu de l'Arabie où elle se rencontre principalement. On attribue ses apparences curieuses à des dépôts de fer ou de manganèse; mais plus récemment on pensa qu'elles étaient dues à des plantes, de la classe des cryptogames, minéralisées.

Agate mousseuse. C'est une calcédoine avec ramifications diversement colorées, de forme végétale, traversées parfois de veines irrégulières de jaspe rouge. Le docteur Mac-Culloch a découvert récemment ce que Daubenton n'avait que conjecturé, dans l'agate moka et dans la plupart des agates, des conferves aquatiques, sans aucune altération dans leur forme ou leur couleur, et aussi recouvertes d'oxide de fer; on a également remarqué des mousses et lichens avec la chlorite, dans des végétations. Une agate onyx montée dans une bague appartenant au comte de Powis, contient la chrysalide d'une mite. Les agates se trouvent dans la plupart des coutrées; elles se rencontrent principalement dans des roches de trap et dans la serpentine. De petites masses globuleuses d'agates, dont le centre est creux, et qu'on appelle *géodes*, présentent intérieurement des cristaux de quartz incolores ou de couleurs d'améthyste, parmi lesquels sont parfois disséminés des cristaux de stilbite, de chabasie et de mésotype capil-

laire. Ces géodes sont très-communes. M. Patrin a trouvé du bitume dans l'intérieur de quelques-unes de ces géodes dans les environs du village de Chilla au Pérou. Les petites géodes des contrées volcaniques contiennent parfois de l'eau dans leurs cavités. On les trouve principalement dans des blocs isolés d'une lave à cassure terreuse. Lorsqu'elles se gercent, le liquide s'échappe par évaporation; on l'y rétablit aisément en les plongeant un peu dans de l'eau chaude. On colore artificiellement des agates par immersion dans des dissolutions métalliques. Les agates étaient plus recherchées autrefois qu'aujourd'hui; on les taillait en coupes et en plaques pour boîtes, et aussi en manches de coutelas et poignées de sabre. On les taille et on les polit encore en très-grandes quantités, et à un prix modéré, à Oberstein. La surface à polir est d'abord soumise à l'action de deux grosses pierres à meules d'un grès rougeâtre dur, mues par l'eau. Le poli est ensuite donné sur une roue de bois mou, humecté et imbibé avec de la poussière fine d'un *tripoli* rouge dur qui se trouve dans les environs d'Oberstein. M. Faujas pense que ce *tripoli* est produit par la décomposition des roches porphyrisées qui servent de gangues aux agates. Les Anciens employaient les agates à faire des camées. (*Voyez* Calcédoine.) Les mortiers d'agate sont d'un emploi avantageux pour les chimistes qui s'occupent d'analyses, pour réduire les minéraux durs en poudre impalpable. (Pour quelques propriétés intéressantes d'optique des agates, *voyez* Lumière.)

L'agate orientale est presque transparente et d'un aspect vitreux. L'agate occidentale est de couleurs variées et souvent veinée de quartz ou de jaspe; elle se trouve le plus fréquemment en petits morceaux recouverts d'une croûte, et souvent courant en veines à travers des roches, comme du caillou et du pétro-silex, dont elle ne paraît pas différer beaucoup. Les agates les plus estimées sont celles qui ressemblent à-peu-près, par leur figure intérieure, à quelque animal, ou à quelque plante.

AGRÉGAT. Lorsque des corps de même espèce sont unis, il n'en résulte autre chose, sinon qu'un corps plus gros est produit. Dans ce cas, on donne à la masse unie le nom d'*agrégat* ; et ce corps ne diffère pas, dans ses propriétés chimiques, des corps qui l'ont formé. Dans les ouvrages élémentaires, on désigne par la dénomination de molécules intégrantes les parties les plus petites dans lesquelles un agrégat puisse être divisé, sans que ses propriétés chimiques soient détruites. Ainsi les parties intégrantes du sel commun sont les plus petites parties de ce sel qu'il soit possible de concevoir exister sans éprouver de changement ; et, au-delà, il ne peut plus y avoir de subdivision, sans mettre à nu les parties composantes, savoir, l'acide et l'alcali, qui sont encore, de plus, susceptibles de se résoudre dans leurs principes constituans.

AGRICULTURE. Considérée dans ses rapports avec la chimie, l'agriculture nous offre un sujet d'une grande importance, et dont jusqu'à-présent on ne s'est pas assez occupé. Lorsqu'on réfléchit en effet, que tout changement d'ordre dans la matière se lie à la croissance et à la nutrition des plantes ; si nous considérons les valeurs comparatives des produits qu'elles fournissent comme alimens; si nous portons notre examen sur la composition et la constitution des sols, sur la manière dont les terroirs sont enrichis par l'engrais, ou rendus fertiles par les procédés divers de culture, nous n'hésiterons point à assigner à l'agriculture un rang élevé parmi les objets d'étude de l'homme. Lorsqu'un terroir n'étant pas productif, on veut essayer pour le rendre tel, d'un système qui tende à l'améliorer, le moyen sûr de remplir cet objet est celui de chercher à reconnaître les causes de sa stérilité, qui doit nécessairement résulter de quelque vice dans la constitution du sol, c'est ce que fera facilement découvrir l'analyse chimique. Des terroirs, bons en apparence, sont cependant éminemment infertiles, et l'observation ainsi que la pratique ordinaires ne fournissent aucun

moyen d'en reconnaître la cause ou d'en détruire l'effet. L'emploi, en pareil cas, des réactifs chimiques, est d'une utilité évidente ; car s'il existe quelque principe nuisible dans le sol, c'est à l'aide de ces réactifs qu'il peut être aisément découvert, et que probablement il deviendra facile de le détruire. Y a-t-il dans un terroir présence d'un sel quelconque de fer? Ce sel pourra être décomposé par la chaux. Le sable siliceux y est-il en surabondance? Le système d'amélioration dépend alors d'une addition d'argile et de matière calcaire. Est-ce cette dernière matière qui manque? Le moyen d'y remédier est évident. Y a-t-il indication d'un excès de matière végétale? On peut en débarrasser le sol, en y épandant de la chaux, le pelant et y brûlant la surface pelée; et si c'est la matière végétale qui n'est pas en proportion suffisante dans le sol, on la lui fournit au moyen de l'engrais. La terre de tourbe est un engrais; mais il est des variétés de tourbe qui contiennent une si grande quantité de matière ferrugineuse, qu'elles sont une cause de destruction pour les plantes. Il n'y a pas de sujet sur lequel il ait existé plus de différence d'opinion que celui de l'état de l'engrais à enfouir dans la terre; s'il doit être employé récent, ou après avoir éprouvé la fermentation. Mais pour quiconque aura recours aux principes les plus simples de chimie, il ne peut y avoir aucun doute à cet égard. Dès que le fumier commence à se décomposer, ses parties volatiles se dégagent, et ce sont celles dont l'action est la plus efficace. Le fumier, qui a fermenté au point de n'être plus qu'une masse molle cohérente, a perdu du tiers à la moitié de ses parties constituantes d'un effet utile. (*Voyez* Analyse, Engrais, Sols et Végétation.

AIR. C'est le mot dont on faisait autrefois usage, comme terme générique par lequel on désignait tous ces fluides invisibles, excessivement rares, jouissant à un haut degré de la propriété d'élasticité, et qui ne peuvent être condensés

à l'état liquide par aucun degré de froid jusqu'à-présent produit; mais comme ce terme s'applique communément à ce composé de fluides aëriformes qui constitue notre atmosphère, il a été jugé convenable d'en restreindre la signification à ce composé, et de donner, en général, le nom de *gaz* aux différentes espèces d'air autres que celui qui forme notre atmosphère.

AIR ATMOSPHÉRIQUE ou **AIR COMMUN.** La masse immense de fluide élastique permanent qui environne le globe que nous habitons, doit consister dans un assemblage général de toute espèce d'air, pouvant être formé par les corps divers dont sa surface se compose. La plupart de ces airs, cependant, sont absorbés par l'eau; il en est qui se décomposent en se combinant entre eux, et il s'en dégage rarement quelques-uns en quantités considérables par les procédés de la nature. Il s'ensuit, que l'atmosphère inférieure se compose principalement d'oxigène et d'azote, accompagnés d'humidité et de vapeurs ou exhalaisons qui s'élèvent accidentellement des corps. L'atmosphère supérieure paraît être composée d'une plus grande proportion d'hydrogène, fluide d'une pesanteur spécifique tellement moindre que celle de tout autre corps quelconque, qu'il doit naturellement s'élever au point le plus haut, où, étant parfois enflammé par l'électricité, cette combustion paraît être la cause de l'aurore boréale et des globes de feu. On comprendra facilement que cet effet n'a lieu que sur les limites des masses respectives d'air atmosphérique ordinaire, et de l'air inflammable (hydrogène), et que la combustion s'étendra progressivement, quoique rapidement, en éclats de lumière du lieu où elle commence; et que si, d'une manière quelconque, un courant d'air inflammable dans sa marche vers l'atmosphère supérieure est enflammé à une extrémité, son ignition peut être beaucoup plus rapide que celle qui a lieu dans un point plus élevé où l'oxigène manque, et en-même-temps plus définie

dans sa figure et son mouvement de progression, de manière à produire l'apparence d'un globe de feu.

Il est possible qu'il soit objecté aux considérations ci-dessus, que l'air, pris au sommet du Mont-Blanc, et que celui de points plus élevés encore, que M. Gay-Lussac rapporta, lors de son expérience aérostatique, ne donnèrent point à l'analyse de produit en hydrogène; mais, d'après l'estimation la plus faible de la hauteur des météores lumineux, cette hauteur est prodigieusement plus grande que celles auxquelles l'homme ait pu s'élever.

Que l'air de l'atmosphère soit tellement transparent qu'il est invisible autrement que par la couleur bleue qu'il réfléchit lorsqu'il est vu en très-grandes masses, comme dans le firmament ou la région qui est au-dessus de nous, ou, tel qu'il nous paraît dans un point-de-vue extrêmement étendu; que cet air soit inodore, excepté celui d'électricité, qui a quelquefois une odeur sensible; qu'il soit tout-à-fait insipide et impalpable; qu'il ne soit pas susceptible d'être amené, par aucun degré de froid, à l'état de fluide dense; et enfin, que l'air atmosphérique soit pesant et éminemment élastique : ce sont autant d'observations et de découvertes qui font honneur à la sagacité des philosophes du dix-septième siècle. Ils reconnurent également que cet air est indispensablement nécessaire à la combustion; mais aucun d'eux, si ce n'est John Mayow, ne paraît avoir présenté de notion convenable sur sa manière d'agir dans ce cas.

L'air atmosphérique semble être, comme d'autres fluides, capable de retenir des corps en dissolution. Il se charge d'eau en quantités considérables, en diminuant de pesanteur spécifique; circonstance qui, ainsi que la considération de la vaporisation abondante de l'eau dans le vide, rend probable que l'air tient la vapeur suspendue, non pas tant par dissolution réelle, qu'en maintenant ses molécules isolées, et en empêchant leur condensation. L'eau dissout également, ou absorbe l'air.

L'air atmosphérique étant simplement chauffé ou refroldi, n'en est point affecté dans ses propriétés chimiques; mais la combustion, ou tout autre procédé de même nature, détermine la combinaison de son oxigène, et la séparation de son azote. Toutes les fois que la combustion a lieu dans un vaisseau contenant de l'air atmosphérique, qu'on y renferme, soit en renversant ce vaisseau sur le mercure, soit en en bouchant convenablement l'ouverture, on trouve que cette combustion cesse après un certain temps, et que l'air qui reste alors (si l'on a employé un corps combustible, comme le phosphore, par exemple, capable de rendre l'oxigène solide), a perdu la cinquième partie environ de son volume, et est devenu d'une nature telle, qu'il n'est plus propre à une seconde combustion, ou à entretenir la vie des animaux. Il est clair, d'après ces expériences, que l'une des conclusions suivantes qu'on en peut tirer, doit être vraie : 1 le corps combustible a émis quelque principe qui, en se combinant avec l'air, l'a rendu impropre à toute combustion ultérieure; ou, 2 le corps combustible a absorbé la partie de l'air qui était propre à la combustion, en laissant un résidu de nature différente; ou, 3 l'une et l'autre circonstances ont eu lieu; c'est-à-dire, que la partie pure de l'air a été absorbée, et qu'il y a eu émission d'un principe qui a changé les propriétés primitives de la partie restante.

Les faits doivent éclaircir ces théories. La première conclusion ne peut être vraie, parce que l'air résidu est non-seulement d'un volume moindre, mais encore d'une pesanteur spécifique plus faible qu'auparavant; l'air ne peut donc avoir reçu autant qu'il a perdu. La seconde conséquence est conforme à la doctrine des philosophes, qui nient l'existence du phlogistique, ou principe d'inflammabilité; et la troisième doit être adoptée par ceux qui soutiennent qu'un semblable principe s'échappe des corps pendant la combustion. Par suite d'une telle opinion, le résidu était appelé *air phlogistiqué*.

Dans l'opinion que l'air inflammable est le phlogistique, il n'est pas nécessaire de rejeter la seconde conclusion, que l'air n'a éprouvé d'autre changement que la simple soustraction de l'un de ses principes; car la partie pure de l'air, ou l'air vital, peut s'unir avec l'air inflammable, supposé exister à l'état fixe dans le corps combustible; et si le produit de cette union continue encore d'être fixe, il est évident que le résidu de l'air, après la combustion, ne sera pas le même qu'il eût été, si la partie vitale eût été absorbée par tout autre corps fixe; ou si l'air vital a été absorbé, tandis que l'air inflammable ou phlogistique dégagé s'est uni avec le résidu aériforme, ce résidu ne sera pas plus pesant qu'auparavant, à moins que l'air inflammable qu'il a acquis n'excède en poids l'air vital qu'il a perdu; et si l'air inflammable est diminué de ce poids, le résidu sera plus léger.

Il était nécessaire de faire mention de ces théories; mais il a été suffisamment prouvé, par des expériences diverses, que les corps combustibles enlèvent à l'air atmosphérique son oxigène, et laissent l'azote; et que ces deux fluides étant mêlés de nouveau en proportions convenables, ils forment un mélange qui ne diffère pas de l'air atmosphérique.

La respiration des animaux produit sur l'air atmosphérique le même effet que la combustion, et leur chaleur continuelle paraît être un effet de la même nature. Lorsqu'un animal est renfermé dans une quantité limitée d'air atmosphérique, il y périt, dès que l'oxigène, que cet air contient, est consumé; et aucun autre air que l'oxigène, ou un mélange qui le contient, ne pourra entretenir la vie animale. L'oxigène pur maintient la vie des animaux pendant plus long-temps que l'air atmosphérique, volume pour volume.

Il est particulièrement à observer cependant, que, dans un grand nombre de cas de combustion, l'oxigène de l'air, en se combinant avec le corps combustible, produit un composé qui n'est ni solide, ni liquide, mais aériforme. L'air résidu sera donc un mélange de l'azote de l'atmosphère avec

l'oxigène consumé, converti en un autre gaz. Ainsi, en brûlant du charbon, le gaz acide carbonique, auquel cette combustion donne naissance, se mêle avec l'azote résidu, et ce mélange forme exactement, lorsque l'effet de la chaleur cesse, le volume primitif de l'air. Les animaux changent de la même manière, dans l'acte de la respiration, l'oxigène en gaz acide carbonique, sans altérer le volume de l'air atmosphérique.

Il existe dans la nature de nombreux moyens d'approvisionnement d'oxigène, à l'aide desquels la proportion de ce principe dans l'atmosphère, continuellement consumée par la respiration et la combustion, est constamment aussi rétablie dans ce fluide. Il paraît en effet, autant qu'il est possible d'apprécier les résultats des grandes et générales opérations de la nature, qu'il se fait une émission d'oxigène, au-moins assez considérable pour suffire à maintenir la masse générale de l'atmosphère au même degré de pureté. Ainsi, dans les éruptions volcaniques, il semble y avoir au-moins autant d'oxigène dégagé par l'action du feu de minéraux divers, qu'il en faut pour entretenir la combustion, et peut-être même pour améliorer l'atmosphère; et l'azote existe en grande proportion dans les plantes et les animaux, qui paraissent tirer en grande partie leurs moyens d'existence et d'accroissement, de l'atmosphère et de ce qu'elle contient. La plupart des plantes émettent de l'oxigène à la clarté du jour; d'où il est extrêmement probable qu'elles s'imbibent d'air de l'atmosphère, et le décomposent, en retenant le carbone, et abandonnant la partie vitale qu'elles laissent ainsi se dégager. Enfin, si à cela l'on ajoute la décomposition de l'eau, on reconnaitra qu'il est un grand nombre de cas où ce liquide nous fournira de l'oxigène dégagé de sa combinaison; tandis que, par une supposition bien fondée en raisonnement, on peut considérer l'hydrogène de l'eau décomposée, comme étant entré dans les corps des plantes pour y contribuer à la formation des huiles, des sucres, des mucilages, etc., d'où il peut être ensuite retiré.

Pour reconnaître la qualité de l'air pour la respiration, ou sa pureté, il est évident qu'il fallait avoir recours aux moyens de déterminer son efficacité comparative pour entretenir la combustion, ou à quelqu'autre procédé équivalent. Ce sujet sera pris en considération à l'article EUDIOMÈTRE.

D'après les expériences les plus récentes et les plus exactes, la proportion d'oxigène dans l'air atmosphérique est d'environ vingt-un pour cent, en mesure; et il paraît que cette proportion est la même dans les diverses régions du globe, dans les plaines basses comme sur les montagnes élevées, ou même à la hauteur de plus de six mille mètres au-dessus du niveau de la mer, ainsi que M. Gay-Lussac s'en assura dans son voyage aérien, en septembre 1805. Le surplus de l'air consiste dans de l'azote, avec une petite portion de vapeur aqueuse, s'élevant à environ un pour cent dans le temps le plus sec, et dans une proportion encore moindre d'acide carbonique, proportion qui n'excède pas un millième du tout.

Les gaz oxigène et azote, différant en pesanteur spécifique dans la proportion de 135 à 121, suivant Kirwan, et de 139 à 120, selon Davy, on a présumé que l'oxigène devrait être plus abondant dans les régions plus basses, et l'azote dans celles plus élevées, si ces gaz constituaient un simple mélange mécanique, ce qui paraît être contraire au fait. D'un autre côté, il a été objecté que ces gaz ne pouvaient pas être à l'état de combinaison chimique, parce qu'ils conservaient l'un et l'autre leurs propriétés distinctes, sans qu'elles eussent éprouvé d'altération, et qu'aucun changement de température ou de densité n'a lieu dans leur union. Mais peut-être, dira-t-on, que ces gaz, ne présentant pas la même opposition de tendance à se mêler entre eux, que l'huile et l'eau, l'agitation à laquelle l'atmosphère est continuellement exposée, suffit pour empêcher que deux fluides, dont la pesanteur spécifique ne diffère pas plus que celle de l'oxigène et de l'azote, ne se séparent l'un de l'autre, en raison de cette

pesanteur, quoique n'étant que simplement mêlés. Quant à la combinaison chimique, on peut observer qu'il n'est pas exact de dire qu'elle ne peut avoir lieu sans produire des propriétés nouvelles qui n'existaient pas auparavant dans les parties composantes; car, quoiqu'il paraisse en être généralement ainsi, et souvent d'une manière très-marquante, cependant la combinaison ne produit pas toujours un changement de propriétés, comme le démontrent les expériences de M. Biot, avec différentes substances, parmi lesquelles nous pouvons citer l'eau pour exemple; la réfraction de ce liquide est précisément le terme moyen entre celles de l'oxigène et de l'hydrogène, quoique ces deux substances soient indubitablement combinées dans l'eau.

Dans la vue de lever la difficulté, M. Dalton, de Manchester, imagina une hypothèse ingénieuse, à l'aide de laquelle il établit que les molécules de gaz différens ne s'attirent ni ne se repoussent entre elles; de sorte qu'un gaz se dilate par la force de répulsion de ses propres molécules, sans éprouver plus d'interruption par la présence d'un autre gaz, que si cela avait lieu dans le vide. Cette hypothèse, en ce qui concerne l'air atmosphérique, est fondée, mais elle ne s'accorde pas avec certains faits. Dans les cas de la présence du gaz acide carbonique dans la grotte-du-chien, et de celui à la surface des cuves des brasseurs, pourquoi ce gaz ne s'étend-il pas librement vers le haut, s'il n'est pas pressé par les gaz au-dessus de lui? M. Dalton cite aussi en exemple, servant d'argument à l'appui de son hypothèse, que les gaz oxigène et hydrogène, lorsqu'ils sont mêlés par l'agitation, ne se séparent point par le repos. Mais pourquoi l'oxigène ou l'hydrogène exigerait-il de l'agitation pour se répandre à travers un vide dans lequel, suivant M. Dalton, il est placé?

La théorie de M. Berthollet semble s'accorder avec tous les faits, et suffire pour rendre compte du phénomène. Lorsque deux corps sont capables de former une combinai-

son chimique, leurs molécules doivent être douées d'une attraction réciproque entre elles. Cette attraction, cependant, peut être tellement contrariée par le concours de circonstances, qu'elle soit diminuée à un degré quelconque. On sait que l'affinité d'aggrégation peut occasionner parfois qu'un corps se combine lentement avec une substance pour laquelle il a une forte attraction, ou même que cette affinité d'aggrégation peut empêcher la combinaison avec la substance; la présence d'un troisième corps peut également produire cet effet, et de même aussi l'absence d'une certaine quantité de calorique; mais dans tous ces cas, l'attraction des molécules doit subsister quoique diminuée ou contrariée par des circonstances qui s'opposent à son effet. Or, on sait que l'oxigène et l'azote peuvent se combiner; leurs molécules doivent donc s'attirer entre elles; mais à raison des circonstances où ces corps se trouvent placés dans notre atmosphère, l'attraction est empêchée de s'exercer à un degré capable de les amener à former un composé chimique, quoique cette attraction agisse avec une force suffisante pour s'opposer à ce qu'elles se séparent en vertu de leur différence de pesanteur spécifique. Ainsi tout est expliqué par l'état de l'atmosphère, et toute difficulté est prévue sans qu'il soit besoin d'aucune hypothèse.

La détermination exacte de la pesanteur spécifique de l'air atmosphérique, comparée avec celle de l'eau, est un objet de très-grande importance. D'après les résultats obtenus avec une grande exactitude par MM. Biot et Arago, la pesanteur spécifique de l'air atmosphérique, à la température de 15,5 degrés centigrades, et sous la pression barométrique de 76 centimètres de mercure, paraît être de 0,001220, celle de l'eau étant = 1,000000. Ce rapport exprimé en fraction est $\frac{1}{820}$, c'est-à-dire, que l'eau est 820 fois plus dense que l'air atmosphérique. M. Rice établit (77 et 78.es numéros *Annals of Philosophy*), d'après les expériences de sir George Shuckburgh, la pesanteur spécifique de

l'air à 0,00120855. Ce nombre donne le rapport entre l'eau et l'air comme étant de 827,437 à 1. Si l'on fait avec M. Rice, un pouce cube (16,39 centimètres cubes) d'eau = 16,351 grammes, 100 pouces cubes (1639 décimètre cubes) d'air peseront, d'après les expériences de M. Biot, 1,995 grammes, et suivant l'estimation de M. Rice, 1,976 grammes; il considère, avec le docteur Proust, l'atmosphère comme un composé de 4 volumes azote et 1 volume d'oxigène; la pesanteur spécifique de l'azote étant à celle de l'oxigène comme 1,1111 est à 0,9722; d'où

0,8 vol. azote, pes. spéc.	0,001166	=	0,000940
0,2 vol. oxigène.	0,001340	=	0,000268
			0,001208

MM. Biot et Arago ont trouvé que la densité du gaz oxigène est. 1,10359

Et celle du gaz azote, de. 0,96913

La densité de l'air atmosphérique étant. 1,00000

Ou, ces densités comparées à celle de l'eau, comme unité.

Azote.	0,001182338		
Oxigène.	0,001346379		
Et 0,8 azote.		=	0,00094587
Et 0,2 oxigène.		=	0,00026927
			0,00121514

Et 0,79 azote.	=	0,000934
0,21 oxigène.	=	0,000283
		0,001217

nombre qui se rapproche de très-près du résultat de l'expérience. Les proportions du docteur Proust ont, il faut en convenir, des analogies en leur faveur; mais les résultats de M. Biot s'accordent avec le plus grand nombre d'expé-

riences sur la composition et la densité de l'atmosphère. De nouvelles recherches par des expériences faites avec soin, et la plus minutieuse exactitude, peuvent seules amener à une détermination précise et définitive, de ces proportions chimiques fondamentales. C'est alors que nous pourrons savoir, d'une manière positive, si l'air atmosphérique contient 20 ou 21 pour cent d'oxigène. (*Voyez* Météorologie).

ALAMBIC. C'est une partie de l'appareil dont on se sert en chimie pour distiller, ou séparer des produits volatils, en les enlevant d'abord par la chaleur, et en les condensant alors par le froid à l'état liquide; on fait usage de l'alambic dans une grande variété d'opérations. Il est décrit article Laboratoire.

ALBATRE. Parmi les pierres connues sous le nom de marbre, distinguées par un très-grand nombre de dénominations diverses, par des statuaires et autres, dont l'attention s'est plus spécialement portée sur leurs caractères et sur l'aspect extérieur, les albâtres sont celles qui offrent plus ou moins de demi-transparence, dont la texture est grénue, qui sont plus tendres, susceptibles de prendre un poli plus beau et plus doux que le marbre, et dont la couleur est ordinairement blanche. On a cependant considéré comme albâtres, des pierres d'apparence veinée et colorée, dans lesquelles on a reconnu les premiers caractères indiqués; et quelques pierres transparentes et d'un jaune spathique, ont aussi reçu cette dénomination.

Les chimistes s'accordent aujourd'hui à ne donner le nom d'albâtre qu'à celles des pierres seulement qui, étant compactes et demi-transparentes, consistent dans de la chaux unie à l'acide sulfurique; mais ce terme est beaucoup plus fréquemment appliqué par les maçons et les statuaires que par les chimistes. Ceux-ci confondent en général les albâtres parmi les sélénites, les gypses ou le plâtre de Paris, en

prenant plus spécialement en considération les parties composantes, sans avoir égard à l'apparence extérieure, par laquelle seulement ces divers composés diffèrent entre eux.

L'apparence demi-opaque et la texture grenue étant dues à une cristallisation troublée, ou ayant eu lieu par succession de temps, il a été reconnu que les stalactites calcaires, formées par l'eau qui, filtrant à travers les racines dans un sol calcaire, pénètre dans les grottes et cavernes, ne diffèrent pas en apparence de l'albâtre, qui est le plus généralement formée de cette manière; mais les stalactites calcaires dont il s'agit, consistent dans de la terre calcaire unie à de l'acide carbonique; tandis que l'albâtre des chimistes est formé, ainsi qu'il a déjà été dit, de la même terre et d'acide sulfurique.

ALBINE. Ce nom a été donné par Werner, à raison de sa couleur d'un blanc opaque, à un minéral découvert à Monaberg près Aussig, en Bohême. Ce minéral en masse consiste dans une aggrégation de lames cristallines. On en trouve des petits cristaux en prismes droits, avec sommets formés de quatre plans quadrangulaires, disséminés sur des masses mamelonnées en cavités. (*Voyez* Zéolite).

ALBUM GRÆCUM. La matière médicale des anciens temps offre des exemples sans nombre de folie d'imagination et de crédulité absurde. Dans l'invention et l'application des sujets dont elle traite, l'excrément blanc et solide des chiens principalement nourris d'os, a été admis dans l'art de guérir sous le nom d'*album græcum.* Cet excrément consiste, pour la plus grande partie, dans la terre des os, ou chaux en combinaison avec l'acide phosphorique.

ALBUMINE. Cette substance, qui tire son nom de celui latin du blanc d'œuf où elle existe en abondance, est, dans son état de plus grande pureté, l'une des principales parties constituantes de tous les solides animaux. Outre le blanc

d'œuf, l'albumine existe aussi en grande quantité dans le sérum du sang, les humeurs vitrée et cristalline de l'œil, et dans la liqueur des hydropiques. Rouelle et Fourcroy annoncèrent avoir découvert la présence de l'albumine dans les fécules vertes des plantes, en général, principalement de celles cruciformes, dans les tiges de l'aunée, et dans les racines fraîches d'arbres. Il y a aussi de l'albumine, suivant M. Vauquelin, dans l'eau minérale de Plombières.

M. Séguin a trouvé cette substance en quantité notable dans ceux des végétaux qui fermentent sans levure, et fournissent une liqueur vineuse; et il infère, de ses expériences à ce sujet, que l'albumine est le véritable principe de fermentation, et que l'énergie de son action est en raison de sa solubilité, propriété qu'il reconnut que cette substance possède dans trois degrés différens.

La principale propriété caractéristique de l'albumine est celle qu'elle a de se coaguler par la chaleur. Si le blanc d'un œuf est chauffé à environ 57 degrés centigrades, il commence à s'y manifester des fibres blanches, et à 71 degrés centigrades, il se coagule en une masse solide. A une chaleur qui n'excède pas celle de 100 degrés, il se dessèche, se contracte et prend l'aspect de la corne. L'albumine, avant d'avoir été coagulée, est soluble dans l'eau froide; mais, après sa coagulation, elle ne peut plus s'y dissoudre; et lorsqu'elle est étendue d'une grande quantité d'eau, elle ne se coagule pas facilement. Les alcalis purs la dissolvent même après sa coagulation. L'albumine est précipitée par le muriate de mercure, le nitro-muriate d'étain, l'acétate de plomb, le nitrate d'argent, le muriate d'or, l'infusion de noix de galle et le tannin. Les acides et oxides métalliques la coagulent. Par l'addition d'acide sulfurique concentré, elle noircit et exhale une odeur nauséabonde. L'acide muriatique fort donne au coagulum une teinte violette, et il finit par devenir saturé d'ammoniaque. L'acide nitrique, chauffé à 22 degrés centigrades, en dégage du gaz azote en abondance; et si la

chaleur est augmentée, il se forme de l'acide prussique, après quoi il y a dégagement d'acide carbonique et d'hydrogène carboné. Le résidu consiste dans de l'eau contenant un peu d'acide oxalique, et recouverte d'une huile grasse de couleur de citron. Si l'on triture de la potasse, ou de la soude sèche avec l'albumine, soit liquide soit solide, il se dégage du gaz ammoniac, et la calcination du résidu produit un prussiate alcalin.

En exposant à l'air atmosphérique de l'albumine humide, elle passe tout-à-coup à l'état de putréfaction.

On peut obtenir l'albumine solide en agitant du blanc d'œuf avec dix ou douze fois son poids d'alcool. Ce liquide s'empare de l'eau qui tenait l'albumine en dissolution, et cette substance est précipitée sous la forme de flocons blancs ou filamens, que l'attraction de cohésion rend insolubles, et, par conséquent, le précipité peut être lavé avec autant d'eau qu'on le juge convenable. L'albumine, ainsi obtenue, est, comme la fibrine, solide, blanche, insipide, inodore, plus dense que l'eau, et sans action sur les couleurs végétales; elle se dissout mieux dans la potasse et la soude que la fibrine, mais moins facilement que celle-ci dans l'acide acétique et dans l'ammoniaque; mais, lorsqu'après avoir dissous séparément dans la potasse ces deux principes animaux, on ajoute de l'acide muriatique à ces dissolutions, celle d'albumine ne se trouble pas, tandis qu'il se produit un nuage dans la dissolution de fibrine.

Fourcroy et plusieurs autres chimistes ont attribué la propriété caractéristique qu'a l'albumine de se coaguler par la chaleur à son oxigénation; mais l'attraction de cohésion est la véritable cause de ce phénomène. A mesure que la température s'élève, les molécules d'eau et d'albumine s'éloignent les unes des autres, l'affinité diminue, et alors l'albumine se précipite. Cependant en unissant l'albumine à une grande quantité d'eau, on diminue la propriété qu'elle a de se coaguler, à un tel point, que la chaleur ne produit plus d'autre effet

sur la dissolution, que de la rendre légèrement laiteuse. Un œuf frais donne, par l'ébullition, un coagulum mou, tandis que dans l'œuf qui a été gardé pendant quelque temps, une portion de l'eau a transsudé à travers la coquille, où il s'est ainsi formé un vide, et l'albumine concentrée fournit un coagulum ayant beaucoup plus de consistance. L'acétate d'alumine présente un *phénomène analogue :* en chauffant une dissolution de ce sel, il se produit un précipité qui se redissout à mesure que le calorique, qui séparait les molécules de l'acide et de la base, s'échappe, ou en raison de ce que la température s'abaisse. Une dissolution qui contient $\frac{1}{10}$ d'albumine sèche, forme, au moyen de la chaleur, un *coagulum* solide; mais si cette proportion d'albumine n'est que de $\frac{1}{15}$, elle rend seulement la liqueur glaireuse; une millième partie cependant lui donne, par l'application de la chaleur, une teinte pâle. Le blanc d'œuf *pourri* a une odeur semblable à celle du *pus* d'ulcère. Suivant le docteur Bostock, une goutte de dissolution saturée de sublimé corrosif, qu'on laisse tomber dans de l'eau contenant $\frac{1}{2000}$ d'albumine, y occasionne un précipité laiteux et caillé. En ajoutant un léger excès de la dissolution mercurielle à la liqueur albumineuse et en appliquant la chaleur, le précipité qui se produit, étant séché, contient, sur 7 parties, 5 parties d'albumine. Il s'en suit, que le sublimé corrosif est le réactif le plus sensible pour reconnaître la présence de ce produit animal.

Le précipité jaune de poix, que produit le tannin dans la dissolution aqueuse d'albumine, est cassant lorsqu'il a été séché, et n'est pas susceptible de putréfaction. Mais le tannin ou l'infusion de noix de galle, est un réactif plus sensible pour découvrir la présence de la gélatine que pour indiquer celle de l'albumine.

L'attraction de cohésion de l'albumine coagulée la fait résister à la putréfaction. Dans cet état, elle peut être gardée pendant des semaines sous l'eau, sans qu'elle ait éprouvé aucune altération. Par une longue digestion dans de l'acide

nitrique faible, l'albumine parait susceptible de se convertir en gélatine. D'après l'analyse de MM. Gay-Lussac et Thénard, 100 parties d'albumine sont formées de 52,883 carbone, 23,872 oxigène, 7,340 hydrogène, et 15,705 azote, ou en d'autres termes, 52,183 carbone, 27,127 oxigène et hydrogène, dans les proportions qui constituent l'eau, 15,705 azote, et 4,285 hydrogène en excès. Le pôle négatif d'une pile voltaïque dans un haut degré d'activité, coagule l'albumine; mais si la pile est faible, la coagulation n'a lieu qu'au pôle positif (*). L'albumine à l'état de concentration où elle

---

(*) Dans un Mémoire ayant pour titre : *Recherches physiologiques et chimiques sur le sang*, MM. Prévost et Dumas, cherchant à rendre raison de ce phénomène connu, énoncent l'opinion, que la solution d'albumine, telle qu'on la retire du blanc d'œuf ou du sérum du sang, peut être regardée comme de l'*albuminate de soude*. Ils expliquent, en conséquence, la précipitation de l'albumine au pôle positif, en la considérant comme un acide qui y serait attiré.

M. Lassaigne, à qui une semblable opinion a paru hasardée, a cru devoir dernièrement s'assurer si elle pouvait être admise. Il fait observer, d'abord, que l'albumine liquide extraite des différentes parties des animaux qui la fournissent, est toujours mélangée avec une certaine quantité de substances salines. La plus pure qu'on puisse se procurer, celle du blanc de l'œuf, contient même encore une certaine quantité de chlorure de sodium. Il doit donc en résulter, qu'en soumettant une pareille solution à l'action de la pile, la petite quantité de sel qui y est présente se décompose, de manière que l'acide se porte vers le pôle positif, tandis que la base est attirée vers le pôle négatif. Or, toutes les fois que l'albumine rencontre un acide minéral, elle s'y unit, et forme presque toujours un composé insoluble. Lors donc que l'albumine est mise en contact avec le pôle positif où vient se rendre l'acide, elle doit se combiner avec cet acide et se précipiter.

M. Lassaigne, désirant appuyer par l'expérience le raisonnement auquel ces observations donnaient lieu, soumit à l'action de la pile voltaïque de l'albumine pure, ou dans laquelle au-moins il ne restât que des traces de sel. Pour y parvenir, il opéra la coagulation du blanc d'œuf par de l'alcool à 28 degrés; et après avoir lavé le coagulum à plusieurs

existe dans le serum du sang, est capable de dissoudre quelques oxides métalliques, particulièrement le protoxide de fer. M. Orfila a reconnu que le blanc d'œuf était le meilleur antidote contre les effets vénéneux du sublimé corrosif sur l'estomac de l'homme; et comme l'albumine précipite les dissolutions de presque tous les sels métalliques, il est probable qu'on peut s'en servir avec avantage contre d'autres espèces de poison minéral.

A raison de la propriété qu'elle a de se coaguler, l'albumine est d'un grand usage pour clarifier les liqueurs (*Voyez* CLARIFICATION).

L'albumine est aussi d'un emploi utile, par la propriété qu'elle a de rendre le cuir souple; et c'est, dans cette vue, que les corroyeurs ont recours à une dissolution de blancs d'œufs dans l'eau. C'est également, d'après cette propriété de l'albumine, que le docteur Lobb de Yeovil, dans le comté de Sommerset, crut devoir recommander l'emploi de cette dissolution de blancs d'œufs dans l'eau, dans les cas de contraction et de roideur des tendons.

Des blancs d'œufs battus dans une bassine avec un morceau d'alun, jusqu'à ce qu'ils se coagulent, forment *l'alun caillé* de Riverius, ou *l'alun cataplasme* de la pharmacopée de Londres, dont on fait usage pour faire passer l'inflammation des yeux.

---

reprises, jusqu'à ce que la dissolution d'argent n'y manifestât plus la présence du chlore, l'albumine, dans cet état, fut mise, avec de l'eau distillée, à la température de 25 degrés. Il y en eut une petite quantité de dissoute; car la solution précipitait par l'acide nitrique, l'infusion de noix de galle, et se troublait par la chaleur.

M. Lassaigne ayant placé cette dissolution dans un tube de verre recourbé en syphon, le soumit à l'action d'un courant galvanique; il ne se produisit aucun trouble; mais après y avoir ajouté quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium, il observa qu'au pôle positif, la solution d'albumine devint laiteuse, et déposa des flocons d'albumine.

(*Note du Traducteur.*)

ALCALESCENT. On appèle ainsi tout corps dans lequel les propriétés alcalines commencent à se développer, ou à prédominer. Le seul alcali ordinairement reconnu pour être produit par décomposition spontanée, cst l'alcali volatil ou ammoniaque; et, d'après la tendance qu'elles ont à donner naissance à cet alcali, quelques espèces de végétaux, particulièrement les crucifères, sont considérées comme étant alcalescentes. Il en est de même de quelques substances animales. (*Voyez* FERMENTATION *putride*).

ALCALI. Terme dérivé de *kali*, nom arabe d'une plante, des cendres de laquelle on pouvait retirer une espèce de substance alcaline. On peut définir ainsi les alcalis. Ce sont ceux des corps qui se combinent avec les acides, de manière à neutraliser ou altérer leur activité, et à produire des sels. Acidité et alcalinité sont donc des termes corrélatifs d'une espèce de combinaison. Lorsque Lavoisier introduisit dans la chimie, l'oxigène, comme principe acidifiant, Morveau proposa d'y admettre l'hydrogène, comme principe alcalifiant, l'hydrogène étant un constituant de l'alcali volatil ou ammoniaque; mais la brillante découverte par sir H. Dävy, des bases métalliques de la potasse et de la soude, et de leur conversion en alcalis par combinaison avec l'oxigène, renversa pour jamais ce système hypothétique. C'est le mode de combinaison des parties constituantes, plutôt que la nature de ces parties elles-mêmes, qui donne lieu à la condition acide ou alcaline. Quelques métaux, combinés avec l'oxigène dans une proportion, produisent un corps qui a des propriétés alcalines, et, de la combinaison de ces métaux avec l'oxigène dans une autre proportion, résulte un composé avec propriétés acides. D'un autre côté, l'ammoniaque et l'acide prussique offrent la preuve que les conditions et acides et alcalines peuvent exister indépendamment de l'oxigène.

Ces observations, en généralisant nos idées sur la nature

des acides et des alcalis, ont rendu très-imparfaites les définitions données de ces corps. La difficulté de tracer une limite entre les acides et les alcalis s'accroît encore, lorsque nous trouvons qu'un corps fait quelquefois les fonctions d'un acide, et quelquefois celles d'un alcali. Cette difficulté ne peut pas être non plus diminuée pour nous, en ayant recours à la loi, découverte par sir H. Davy, que l'oxigène et les acides sont attirés au pôle positif de la pile voltaïque, et l'hydrogène, les alcalis et les bases inflammables au pôle négatif. On ne peut en effet donner le nom d'acide à tous les corps attirés au premier de ces pôles, et celui d'alcali aux corps qui se portent au second; et si nous voulions définir les alcalis en prenant en considération leur énergie électrique, il serait nécessaire de les comparer avec l'énergie électrique qui leur est opposée. Nous sommes donc ainsi toujours réduits à définir l'alcalinité par la propriété qu'elle a de saturer l'acidité; parce que, alcalinité et acidité sont deux termes corrélatifs et inséparables. M. Gay-Lussac conçoit l'alcalinité dont jouissent les oxides métalliques comme résultant de deux propriétés opposées, la propriété alcalifiante du métal, et la propriété acidifiante de l'oxigène, modifiées l'une et l'autre par la combinaison, ou par les proportions.

Les alcalis peuvent être rangés dans les trois classes suivantes : 1.° ceux qui consistent dans une base métallique combinée avec l'oxigène; ces alcalis sont au nombre de trois, la potasse, la soude et la lithine; 2.° l'alcali qui ne contient pas d'oxigène : l'ammoniaque; 3.° les alcalis contenant l'oxigène, l'hydrogène et le carbone. Dans cette classe nous avons, l'aconit, la morelle mortelle (*atropa*), la brucine, la cigüe, la pomme épineuse (*datura*), la delphine, la jusquiame, la strychnine, et peut-être quelques autres alcalis *véritablement végétaux*.

L'ordre des alcalis végétaux peut être aussi nombreux que celui des acides végétaux. Fourcroy classa parmi les alcalis, la chaux, la baryte et la strontiane; mais ces terres ont été

maintenues à part par d'autres écrivaius systématiques, sous la dénomination de terres alcalines.

Outre la propriété de neutraliser l'acidité, et de donner ainsi naissance à des sels, les quatre premiers alcalis ont celles qui suivent :

1.° Ils changent en vert la couleur pourpre d'un grand nombre de végétaux ; les couleurs rouges végétales, en pourpre, et les couleurs jaunes en brun. Si la couleur pourpre a été changée en rouge par un acide, les alcalis rétablissent la couleur pourpre.

2.° Les alcalis exercent cette action sur les couleurs végétales, après avoir été saturés par de l'acide carbonique; et c'est ce caractère qui distingue les alcalis des terres alcalines.

3.° Les alcalis ont une saveur âcre et urineuse.

4.° Ce sont de puissans dissolvans de la matière animale, ou ils la corrodent et ils se combinent aveo elle, aussi bien qu'avec les huiles en général, de manière à produire la neutralisation.

5.° Ils sont décomposés ou volatilisés à une forte chaleur rouge.

6.° Ils se combinent avec l'eau en toute proportion, et aussi en grande quantité avec l'alcool.

7.° Ils continuent d'être solubles dans l'eau, lorsqu'ils sont neutralisés par de l'acide carbonique, tandis que les terres alcalines y deviennent, dans ce cas, insolubles.

Il est inutile de présenter un exposé long et détaillé des considérations du docteur Murray sur l'alcalinité. Elles semblent dériver d'une manière particulière d'envisager les phénomènes chimiques. L'alcalinité peut être produite, suivant lui, soit par l'oxigène, soit par l'hydrogène; mais la combinaison de l'un et de l'autre de ces principes est nécessaire pour donner cette condition dans son plus haut degré d'énergie. « Ainsi la classe des alcalis présentera les mêmes rapports que la classe des acides. Il y a des composés d'une

base avec oxigène; tels sont pour la plupart les oxides métalliques, et probablement le plus grand nombre des terres. L'ammoniaque est un composé d'une base avec hydrogène. La potasse, la soude, la baryte, la strontiane, et probablement la chaux sont des composés de bases avec oxigène et hydrogène; et ces derniers, comme l'ordre analogue parmi les acides, sont doués de la plus grande puissance ».

Or certainement la baryte, la chaux et la strontiane parfaitement sèches et caustiques, aussi bien que la potasse et la soude sèches obtenues par MM. Gay-Lussac et Thénard, sont inférieures, en puissance alcaline, aux mêmes corps après leur extinction ou combinaison avec l'eau. 100 parties de chaux dépouillée d'hydrogène, c'est-à-dire, à l'état d'oxide pur de calcium, saturent 78 parties d'acide carbonique; mais il faut 132 parties de la chaux *la plus forte* du docteur Murray, qui est l'hydrate, pour produire le même effet alcalin. Si l'on met à l'état d'ignition du nitrate de baryte, on obtient, ainsi que cela est bien connu, une baryte parfaitement sèche, ou un protoxide de barium; mais si l'on pousse au feu, au même point, de la baryte cristallisée, on a la même terre alcaline, combinée avec un atôme d'eau. Ces deux différens états de baryte furent démontrés, par M. Berthollet, dans un excellent mémoire publié en 1809, dans le second volume des mémoires de la Société d'Arcueil. « La première baryte (celle provenant de la baryte cristallisée), offre, dit-il, tous les caractères d'une combinaison : elle est engagée avec une substance qui *diminue* son action sur les autres, qui la rend plus fusible, et qui lui donne, par la fusion, l'apparence d'un verre. Cette substance ne peut être que l'eau; et en effet, en ajoutant un peu d'eau à la seconde baryte (celle provenant du nitrate de cette terre mis à l'état d'ignition), et en la poussant au feu, on lui donne les propriétés de la première », page 47. 100 parties de baryte dépouillée d'hydrogène ou de barite sèche, neutralisent 28,5 parties d'acide carbonique; tandis qu'il faut 111,66 parties de l'hydrate,

ou de celle que le docteur Murray considère comme ayant le plus d'énergie, pour produire le même effet. Dans le fait, ce n'est pas l'hydrogène, qui se combine avec la baryte pure, mais bien l'oxigène, et l'hydrogène à l'état d'eau. La preuve en est, que dans l'union de l'acide carbonique avec cet hydrate, il se dégage exactement la même quantité d'eau.

Le protoxide de barium n'a jamais été combiné, par aucun chimiste, avec l'hydrogène.

ALCALI PHLOGISTIQUÉ ou PRUSSIEN. Lorsqu'après avoir mis un alcali fixe à l'état d'ignition avec du sang de bœuf ou autres substances animales, on lessive la masse, l'alcali se trouve être en grande partie saturé d'acide prussique. D'après les théories autrefois adoptées, relativement à cette combinaison, l'alcali ainsi traité fut distingué par la dénomination d'alcali phlogistiqué. (*Voyez* ACIDE PRUSSIQUE.)

ALCALI VOLATIL. (*Voyez* AMMONIAQUE.)

ALCALIMÈTRE. Nom donné d'abord par M. Descroizilles, à un instrument gradué par lui, pour déterminer la quantité d'alcali dans la potasse et la soude du commerce, par la quantité d'acide sulfurique étendu, d'un degré de force connu, qu'exigerait, pour être neutralisé, par cet acide, un certain poids de ces alcalis. Sa méthode était inutilement fatigante. Il fut présenté, pour le même objet, au conseil du commerce de Dublin, en juin 1816, un mode d'essai beaucoup plus simple, et d'une très-grande exactitude, par le docteur Ure, qui en donna, bientôt après, l'explication par écrit au docteur Henry; et depuis, ce docteur renonça à se servir de l'alcalimètre de M. Descroizilles, pour ne plus faire usage que de celui établi d'après le principe du docteur Ure. Plus récemment, le docteur Ure s'est occupé de perfectionner la construction d'un instrument, dont l'objet est de rendre encore plus facile et plus expéditive l'analyse chimique, en général.

L'usage de cet instrument sera applicable aux alcalis, aux acides, aux terres, aux métaux, etc. Le docteur Ure espère pouvoir très-prochainement rendre publique la description de cet instrument. En attendant, on donnera dans cet ouvrage des instructions pour reconnaître la qualité des espèces particulières d'alcalis du commerce.

ALCARRAZAS. C'est une espèce de poterie poreuse qui se fabrique en Espagne, pour rafraîchir l'eau par sa transsudation et son évaporation abondante à travers les parois du vase. M. Darcet donne l'analyse qui suit, de l'argile dont on fait usage dans les manufactures de cette poterie. 60 parties de terre calcaire mêlée avec de l'alumine et un peu de peroxide de fer, et 36 parties de terre siliceuse mêlée avec un peu d'alumine. Dans le travail de ces terres avec de l'eau, on ajoute une certaine quantité de sel, qu'on y fait sécher; on ne donne aux pièces qu'une demi-cuite.

ALCHIMIE. C'est le nom dont les adeptes avaient décoré, dans des siècles d'ignorance, l'art mystique, dont l'objet, avoué par eux, était la recherche de la pierre philosophale, la transmutation des métaux en or, et de préparer l'élixir de vie. Quoique l'exercice de cet art prétendu, étayé par la fraude et la folie, ait eu principalement la cupidité pour motif, cependant les hommes ou insensés ou crédules, qui s'y livrèrent, ont servi la chimie, en avançant par leurs travaux les progrès de la découverte dans cette science. C'est de là particulièrement que la pharmacie métallique tire son origine.

ALCOOL. Ce terme, dans sa signification rigoureuse, ne s'applique qu'à l'esprit pur, obtenu par distillation et rectification subséquente, de tous liquides qui ont éprouvé la fermentation vineuse, et d'aucun autre que de ceux qui en sont susceptibles; mais on l'emploie communément pour désigner

l'esprit plus ou moins imparfaitement dépouillé d'eau, tel qu'il se trouve ordinairement dans le commerce, état dans lequel il fut pendant long-temps distingué sous le nom d'esprit-de-vin, comme ayant été d'abord obtenu du suc de raisin. On le retire principalement aujourd'hui, en Europe, du grain ou de la mélasse, et dans les Indes-Occidentales, du suc de la canne à sucre; dans l'état d'étendu d'eau où il se trouve ordinairement dans le commerce, il constitue la base de celles des liqueurs spiritueuses, appelées eau-de-vie, rum, *gin*, *whisky*, et des cordiaux, sous quelques dénominations diverses qu'il soit déguisé.

Comme il n'est pas en notre pouvoir de former immédiatement l'alcool des élémens qui le constituent, nous sommes forcés de recourir au procédé de la fermentation, par lequel ses principes sont d'abord débarrassés des substances où il existait combiné, et unis alors en un composé nouveau. Par la distillation de ce composé, on obtient l'alcool étendu d'eau, et accompagné d'huile essentielle; et, par la rectification, on le sépare de l'eau et de cette huile.

Il paraît qu'une condition essentielle à la fermentation alcoolique, est que le liquide qui fermente contienne de la matière sucrée, dont la présence est indispensable à l'espèce de fermentation appelée vineuse. En France, où il se fait annuellement une abondante récolte de vin, on est ordinairement dans l'usage, particulièrement au commencement de la vendange, de distiller, pour en retirer l'esprit, le vin qui se trouve d'une qualité à ne pas être avantageusement vendu; et comme l'huile essentielle, qui passe dans cette distillation, est d'un goût plus agréable que celle de malt ou de mélasse, il il en résulte, que les eaux-de-vie de France sont préférées à toute autre, quoique dans ces eaux-de-vie il y ait de la différence, même dans le goût, selon le vin d'où elles ont été obtenues. Dans les Indes-Occidentales, on retire du suc de la canne à sucre un esprit, bien connu sous le nom de *rum*, fortement imprégné de l'huile essentielle de ce suc. En Angleterre,

c'est de grain ou de mélasse que les distillateurs obtiennent des produits, qu'ils distinguent, en conséquence, en *esprits de malt* et *esprits de mélasse*. On peut, dit-on, extraire un bon esprit des groseilles, après qu'on en a fait du vin.

Dans le procédé de préparation du malt, le principe sucré du grain s'étant développé, il paraîtrait être devenu ainsi d'un emploi plus convenable pour en retirer de l'esprit. Cependant, dans la pratique ordinaire, c'est sur un mélange de trois parties de grain non malté, et une partie de malt qu'on opère. En employant ainsi le grain brut en grande proportion, on a eu pour objet d'économiser la dépense de la conversion de ce grain en malt, aussi bien que la taxe à laquelle ce malt est imposé. D'ailleurs, il faut apporter dans la confection du malt quelques soins, et beaucoup d'attention; car si l'opération est poussée trop loin, une partie de la matière sucrée est perdue; et si elle est arrêtée trop tôt, cette matière ne se sera pas entièrement développée; en outre de cela, si le malt est séché trop promptement, ou par une chaleur inégale, il fournira moins d'esprit, et d'un goût plus désagréable. Un autre objet de considération économique est que le grain fournira le plus d'esprit en proportion de son prix, aussi bien que le meilleur en qualité. L'orge paraît donner moins d'esprit que le froment; et si l'on mêle trois parties de froment non malté avec une partie d'orge maltée, le produit est, dit-on, particulièrement fin. C'est le mélange qu'emploient les distillateurs hollandais pour obtenir un esprit de la meilleure qualité; mais, en Angleterre, il est expressément défendu aux distillateurs d'employer au-delà d'une partie de froment sur deux parties d'un autre grain. Le seigle fournit cependant encore plus d'esprit que le froment.

Les distillateurs, en Écosse, opèrent ordinairement sur un mélange formé d'une partie de malt, et de quatre à neuf parties de grain non malté. Ce mélange produit une quantité égale d'esprit qu'avec les proportions ci-dessus, et à un prix beaucoup moindre.

Quel que soit le grain employé, on peut, après l'avoir grossièrement moulu, en opérer le mélange exact avec un peu d'eau froide, afin d'éviter qu'il ne se forme en morceaux. On y ajoute alors de l'eau chaude à environ 32 degrés centigrades, jusqu'à ce que le mélange soit suffisamment étendu, et enfin, une quantité suffisante de levure. On laisse ensuite le tout fermenter dans un vaisseau couvert, mais cependant avec accès de l'air. Il faut apporter beaucoup d'attention à la température; car si elle excède 25 degrés centigrades, la fermentation aura trop rapidement lieu; si elle est au-dessous de 16 degrés centigrades, la fermentation cessera. C'est le terme moyen entre ces températures, qu'on reconnaitra généralement comme étant le plus favorable. Il est plus ordinairement d'usage de traiter le grain dans la cuve-matière, comme pour brasser les liqueurs de malt, et de faire bouillir le moût. Mais, de quelque manière que le grain soit préparé, ou si la liqueur à distiller provient de mélasse et d'eau, il faut surveiller avec une attention convenable la fermentation, qui doit être prolongée jusqu'à ce que la liqueur ait acquis une saveur piquante, ce qui a généralement lieu le troisième jour, mais pas assez long-temps pour permettre à la fermentation acéteuse de commencer.

Dans cet état de la liqueur, on l'introduit dans l'alambic, dont, en y comprenant le chapiteau, elle doit occuper au-moins les trois quarts; et l'on distille à une douce chaleur pendant tout aussi long-temps qu'il passe de l'esprit, ce qui a lieu jusqu'à ce que la liqueur ait été réduite à moitié environ. Plus la distillation est conduite lentement, moins le produit est souillé d'huile essentielle, et moins il y a lieu de craindre que ce produit soit avec empyreume. On épargnera cependant beaucoup de temps et de combustible au moyen d'un alambic très-grand, dont la construction ait pour objet la libre sortie de la vapeur. On y est parvenu, en Écosse, à un tel point, qu'un alambic de la capacité d'environ 162

litres, et contenant 60 litres de la liqueur à distiller, a été chargé, après réduction convenable de cette liqueur, quatre cent quatre-vingt fois dans vingt-quatre heures. Ce fait pourrait paraître incroyable, s'il n'était établi d'une manière irrécusable.

Cette prodigieuse rapidité de distillation n'a plus lieu actuellement, depuis qu'on a perçu les droits d'excise, non plus, comme autrefois, sur la quantité d'esprit produite, mais sur la dimension de l'alambic; d'où il suit probablement aussi, que l'esprit est amélioré en goût.

Le premier produit de la distillation est distillé de nouveau, et les dernières portions de ce qui passe sont mises à part, dans la chaudière de l'alambic en réserve, pour quelqu'autre opération. On abandonne ainsi une grande portion de la partie aqueuse. Ce produit de la seconde distillation, appelé *esprit brut*, devient, étant redistillé, *esprit rectifié*. On a calculé que 100 gallons (environ 378 litres) de malt, ou de cuve-matière chargée en grain, ne produira pas au-delà de 20 gallons (environ 76 litres) d'esprit, contenant 60 parties d'alcool à 50 d'eau; la même cuve, en cidre, donnera 15 gallons (environ 57 litres), et en mélasse, 22 gallons (83 litres). Les vins de France les plus spiritueux, ceux du Languedoc, de la Guyenne et du Roussillon, fournissent, suivant M. Chaptal, de 75 à 95 litres sur 100 d'excellente eau-de-vie; mais ceux de Bourgogne et de Champagne, beaucoup moins. Les vins pétillans ou mousseux, qui contiennent beaucoup d'acide carbonique à raison de ce que la fermentation a été arrêtée de bonne heure, sont ceux qui donnent moins d'esprit.

L'esprit ainsi obtenu devrait être incolore, et dépouillé de tout goût désagréable quelconque, et dans cet état, de l'emploi le plus convenable pour l'employer aux préparations pharmaceutiques, et pour se charger des teintures; mais pour les besoins ordinaires du commerce, il faut qu'il soit un peu moins pur. L'eau-de-vie de France, qui est la plus



estimée en Angleterre, incolore lorsqu'elle est nouvelle, et se conservant souvent ainsi lorsqu'elle est gardée dans des bouteilles de verre ou des cruchons de grès pour être consommée dans ce pays, en est exportée dans des vaisseaux neufs de bois de chêne, où elle acquiert promptement une couleur ambrée, un goût particulier, et quelque chose qui ressemble à une onctuosité de consistance. Comme ce n'est pas seulement à raison de ces qualités que l'on fait cas de cette eau-de-vie, mais parce qu'elle est ordinairement considérée comme devant essentiellement les avoir, les distillateurs anglais cherchent à imiter ces qualités, qui ne sont qu'accidentelles. Le moyen le plus convenable et le plus naturel d'y parvenir, serait d'imprégner un esprit pur de la matière extractive, résineuse et colorante de copeaux de chêne ; mais il en a été imaginé d'autres. On fait communément usage d'esprit de nitre dulcifié (acide nitrique alcoolisé), pour donner le goût, et de cachou, ou de sucre brûlé pour produire la couleur désirée. Un écrivain français a recommandé l'emploi d'un mélange de trois onces et demie (106 grammes) de charbon de bois réduit en poudre fine, et de quatre onces et demie (environ 138 gram.) de riz moulu mis en digestion pendant quinze jours dans environ un litre d'esprit de malt.

Le *gin* (esprit de genièvre), le meilleur et le plus délicat, se fait, dit-on, en Hollande, en distillant deux fois sur des baies de genièvre un mélange d'esprit retiré du froment, et un tiers ou un quart d'orge maltée ; mais en général, on fait usage de farine de riz au-lieu de froment. Quant à l'eau à employer, ils y apportent un tel soin, qu'un grand nombre d'entre eux font venir exprès du département de la Meuse des vaisseaux destinés à remplir cet objet ; mais tous font usage de l'eau de rivière la plus douce et la plus claire qu'ils puissent se procurer. La pratique ordinaire, en Angleterre, est d'ajouter de l'huile de térébenthine dans la proportion de deux onces (environ 62 grammes) sur 10 gallons (environ 38 litres) d'esprit brut, avec trois poignées

de sel gris, et d'extraire l'esprit jusqu'à ce qu'il commence à passer affaibli.

Mais on donne également aux esprits de blé ou de mélasse un goût qui flatte diversement le palais par une grande variété d'aromates avec ou sans sucre. Tous ces esprits sont compris sous la dénomination générale d'*esprits composés* ou *cordiaux*.

On a fait usage aussi, quoique ce ne soit pas généralement, pour en retirer de l'esprit, de carottes et de pommes de terre; et nous avons appris, dans ces derniers temps, de M. Proust, qu'il avait obtenu du fruit de carottier desséché, de bonne eau-de-vie, dans la proportion d'environ un demi-litre sur environ 2 kilogrammes du fruit sec.

Il a été proposé et recommandé différens procédés pour obtenir l'alcool pur; mais l'esprit rectifié qu'on se procure, ainsi qu'il a été exposé ci-devant, étant celui qui est le moins sali par de la matière étrangère, c'est la méthode qui devrait être employée. Rouelle recommande d'extraire la moitié de l'esprit au bain-marie, de la rectifier ensuite deux fois en en retirant deux tiers à chaque rectification, et d'ajouter à cet alcool de l'eau, qui le rend laiteux par la séparation de l'huile essentielle qui y reste, d'extraire par distillation l'esprit de cette eau, et enfin de rectifier cet esprit par une distillation de plus.

Après avoir mis à part environ un quart de la liqueur qui s'était élevée la première, Baumé continuait la distillation jusqu'à ce qu'il en eût passé encore autant, ou que la liqueur fût devenue blanche et laiteuse. Il remettait cette dernière liqueur dans l'alambic pour la soumettre de nouveau à la distillation, et la moitié environ de ce qui en passait était mêlée avec le premier produit de la précédente distillation. Il continuait de procéder ainsi à des distillations successives; et en mêlant ensemble tous les premiers produits ainsi obtenus, il les distillait de nouveau. Lorsqu'il en était passé environ la moitié, il la mettait à part, comme étant alors de l'alcool pur.

Dans cet état, cependant, l'alcool n'est pas aussi pur que lorsqu'il a été, dans le langage des anciens chimistes, *déphlegmé*, ou qu'il a été encore plus dépouillé d'eau, au moyen de quelque sel alcalin. Boerhaave recommande, pour remplir cet objet, l'emploi de muriate de soude, privé de son eau de cristallisation par la chaleur, et ajouté chaud à l'esprit; mais celui de sous-carbonate de potasse est préférable. Après avoir mis sur ce carbonate, dans un vaisseau de verre, environ un tiers de son poids de l'alcool, et bien agité ce mélange, on le laisse reposer. Le sel s'humectera de l'eau absorbée de l'alcool. Cet alcool étant alors décanté, on y ajoute une nouvelle quantité de sous-carbonate, et l'on continue ainsi jusqu'à ce que le sel tombe sec au fond du vaisseau. Dans cet état, l'alcool sera coloré en rouge par une portion de potasse pure, qu'il retiendra en dissolution, dont il faut le dépouiller en le distillant au bain-marie. On peut substituer avec avantage du muriate de chaux desséché à l'alcali.

L'alcool étant plus léger que l'eau, on a adopté sa pesanteur spécifique comme la preuve de sa pureté. Fourcroy considère comme rectifié au plus haut degré possible l'alcool dont la pesanteur spécifique est de 829, celle de l'eau étant 1000; et peut-être ce terme est-il à-peu-près celui auquel il peut être amené par les procédés de Rouelle et de Baumé. M. Bories trouva que la pesanteur spécifique de la première mesure passée à la distillation de 20 mesures d'un esprit de celle de 836 était de 820 à la température de 22 degrés centigr. Blagden parvint, par l'addition d'alcali, à obtenir la pesanteur spécifique de 813 à la température de 15,5 degrés centigrades; et M. Chauffier annonce l'avoir réduite à 798; mais il établit à 998,35 au-lieu de 1000 celle de l'eau. Lowitz assure l'avoir obtenue à 791, en ajoutant presque assez d'alcali pour absorber l'esprit; mais il n'indique pas la température. La pesanteur spécifique de l'alcool du commerce est d'environ 835 à 840; elle devrait être, suivant le collége de pharmacie de Londres, de 815. Ce n'est pas chose facile

que d'entreprendre de déterminer la force ou la valeur relative d'esprits, même avec une exactitude suffisante pour des affaires commerciales. On ne peut y parvenir avec succès, qu'après s'être procuré les données indispensables suivantes: Il faut prendre les pesanteurs spécifiques d'un certain nombre de mélanges d'alcool et d'eau, assez rapprochées l'une de l'autre, pour que les pesanteurs spécifiques intermédiaires ne diffèrent pas sensiblement de celles déduites de la supposition d'un simple mélange des fluides; les dilatations ou variations de pesanteur spécifique dans ces mélanges doivent être déterminées à différentes températures; il faut imaginer quelque moyen facile de reconnaître la présence et la quantité de la matière sucrée ou oléagineuse que l'esprit peut tenir en dissolution, et l'effet d'une semblable dissolution sur la pesanteur spécifique; enfin, la pesanteur spécifique doit être prise au moyen d'un instrument flottant avec tige graduée, ou établie en poids; ou, ce qui peut être plus convenable, de l'une et de l'autre manière.

La force des eaux-de-vie se juge dans le commerce, ou au moyen d'une fiole, ou en les brûlant. L'épreuve par la fiole consiste à agiter l'esprit dans une bouteille ou flacon, et à observer la forme et la grosseur des bulles qui se réunissent en couronne sur le bord de la liqueur, ce qu'on appelle, en terme technique, le *chapelet;* les bulles qui le forment sont d'autant plus grosses que l'esprit est plus fort. Elles sont probablement dues à de la matière résineuse provenant du tonneau et dissoute par l'esprit, qui s'en charge en plus grandes quantités selon qu'il est plus fort. Il n'est pas cependant difficile de produire cette apparence par de simples additions variables d'esprit faible. La preuve, en brûlant l'esprit, est également trompeuse; parce que l'amplitude de la flamme, et la quantité de résidu, varient très-sensiblement dans le même esprit selon la forme du vaisseau dans lequel on le brûle. Si le vaisseau est maintenu froid, ou si on le laisse devenir chaud, s'il est plus

profond ou plus creux les résultats ne seront pas les mêmes dans chaque cas. Il ne s'en suit pas, cependant, que les manufacturiers et autres ne puissent, dans beaucoup de cas, tirer des documens de ces signes, dans des circonstances exactement semblables, et dans le cours d'opérations où il serait incommode de recourir continuellement aux expériences de pesanteur spécifique.

L'importance de cet objet, tant sous le rapport du revenu de l'État, que sous celui du commerce, détermina le gouvernement Anglais à charger sir Charles Blagden, d'entreprendre sur ce sujet, et dans tous ses détails, une suite d'expériences exactes; et les résultats de ces expériences pouvant être considérés comme fondamentaux, j'en présenterai ici l'exposé sommaire, tiré des Transactions philosophiques pour 1790.

Le premier objet vers lequel les expériences furent dirigées, était celui de reconnaître la quantité résultante de la pénétration réciproque de l'eau et de l'esprit, et la loi que cette pénétration suit.

Tous les corps en général se dilatent par la chaleur; mais cette dilatation, dans sa quantité et dans sa marche, n'est probablement pas la même pour deux substances quelconques. Ces circonstances, dans l'eau et dans l'esprit, diffèrent d'une manière remarquable. La dilatation totale d'esprit, ou d'alcool pur, de 1 à 38 degrés centigrades, n'est pas de moins d'un vingt-cinquième de son volume total à 1 degré centigrade; tandis que la dilatation de l'eau n'est, dans le même intervalle, que d'un quatorzième de son volume. Les lois de leur dilatation diffèrent encore plus que les quantités. Si l'on prend, comme à l'ordinaire, le mercure liquide avec lequel nos thermomètres sont construits, pour terme de comparaison, la dilatation de l'esprit est, à-la-vérité, progressivement croissante, relativement à cet étalon, mais pas beaucoup ainsi dans l'intervalle ci-dessus; l'eau maintenue à 1 degré centigrade sans qu'elle se congèle, se contractera absolu-

ment à mesure qu'on la chauffe de 5,5 degrés centigrades au plus, c'est-à-dire, à 4,4 ou 5,5 degrés centigrades, et alors elle commence à se dilater à mesure que la chaleur augmente, lentement d'abord, et ensuite par degrés plus rapidement, de manière à observer au total une progression très-croissante. Or, des mélanges de ces deux substances se rapprocheront, comme on peut le supposer, de la moindre ou de la plus grande de ces progressions, selon qu'ils se composent de plus d'esprit ou de plus d'eau; tandis que leur dilatation totale sera plus grande, qu'il entrera plus d'esprit dans leur composition. Mais la quantité exacte de la dilatation, de même que la loi de progression, dans tous les mélanges, ne peuvent être déterminées que par essais. Ce furent donc les deux autres objets principaux à déterminer par l'expérience.

Ce fut le docteur Dollfuss, Suisse instruit, alors à Londres, s'étant déjà fait avantageusement connaître par la publication de plusieurs mémoires sur des sujets de chimie, qui fut chargé de faire ces expériences. Comme il n'eut pas la facilité de se procurer l'esprit dont il avait besoin, d'une pesanteur spécifique moindre que celle de 825 à 15,5 degrés centigrades, il établit sur ce degré de force, son étalon pour l'alcool.

Ces expériences du docteur Dollfuss furent répétées par M. Gilpin, secrétaire de la Société royale de Londres. Et, comme ce qui est présenté dans cet exposé sera principalement déduit de cette dernière suite d'expériences, il convient de décrire ici minutieusement la méthode que suivit M. Gilpin dans son travail. Cette description se divise naturellement en deux parties; celle qui a pour objet la manière de faire les mélanges, et l'autre le mode de détermination de leur pesanteur spécifique.

1. Les mélanges furent faits en poids, ce moyen étant le seul convenable pour fixer avec exactitude les proportions. Dans des liquides aussi susceptibles que l'eau et l'alcool de dilatations inégales par la chaleur, si l'on avait fait usage de

mesures augmentant ou décroissant en proportions régulières entre elles, les proportions des masses eussent été sensiblement irrégulières; or, c'était ce dernier objet qu'on avait en vue, savoir de déterminer la quantité réelle d'esprit dans un mélange donné, sans avoir égard à sa température. De plus, si les proportions avaient été prises en mesure, il eût fallu faire un mélange différent pour chaque degré différent de chaleur; mais on considéra principalement qu'avec une balance très-délicate, telle que celle dont on fit usage dans cette circonstance, les quantités pouvaient être déterminées avec beaucoup plus d'exactitude en poids, que par toute autre manière praticable de mesurer. Les proportions furent donc toujours pesées. On s'était pourvu, en conséquence, d'une fiole parfaitement nette et bien sèche, d'une capacité convenable pour qu'elle fût remplie à peu de chose près par le mélange. Cette fiole ayant été exactement tarée, on y introduisait autant d'esprit pur qu'on le jugeait nécessaire. On prenait alors le poids de cet esprit, et l'on calculait la quantité d'eau distillée nécessaire pour former, avec cet esprit, un mélange dans les proportions telles qu'on désirait l'avoir. On ajoutait ensuite cette quantité d'eau avec toutes les précautions nécessaires, au moyen pour les dernières portions, d'un instrument bien connu, qui consiste dans une espèce de petite coupe se terminant en un tube tiré en pointe déliée; en recouvrant cette coupe avec le pouce, la liqueur, sur laquelle n'agit plus la pression de l'atmosphère, ne peut pas couler le long du tube, mais dès l'instant qu'on lève le pouce, elle s'en écoule en gouttes ou en un très-petit filet. Après avoir ainsi introduit l'eau dans la fiole, jusqu'à ce qu'elle fît équilibre au poids, laissé dans le plateau opposé de la balance, de celle qu'on avait estimée devoir être ajoutée, on secouait la fiole; et après l'avoir fermée avec son bouchon de verre, on la recouvrait d'une peau qu'on y liait très-fortement, pour prévenir toute évaporation. On ne faisait usage d'aucun mélange qu'après l'avoir laissé pendant un mois

dans la fiole qui le contenait, afin que la pénétration eût eu complètement lieu; et toujours on secouait bien la fiole avant d'en retirer le mélange, pour reconnaître sa pesanteur spécifique.

2. Il y a deux moyens, ordinairement employés, de détermination de la pesanteur spécifique des liquides. L'un consiste à reconnaître le poids que perd un corps solide qu'on y plonge; l'autre, à remplir de ces liquides un vaisseau convenable, et de s'assurer de l'augmentation de poids qu'il a acquis. Il faut, dans l'un et l'autre cas, établir préalablement un terme de comparaison, et c'est l'eau distillée qu'on prend ordinairement comme tel. De ces deux manières d'opérer, ce fut la dernière qu'on adopta de préférence, par les raisons suivantes.

Lorsqu'on pèse dans un liquide quelconque, spiritueux, ou aqueux, une boule ou globe de verre, espèce de corps solide de la forme la plus convenable, l'adhérence du liquide à ce corps, donne lieu à quelque inexactitude et rend la balance comparativement plus lente dans son mouvement. Jusqu'à quel point cet effet peut-il opérer? C'est ce qu'on ne connaît pas d'une manière certaine; mais d'après quelques expériences de M. Gilpin, faites dans cette vue, il paraît être très-sensible. Outre cet inconvénient, une grande surface devant, dans cette manière d'opérer, rester exposée à l'air pendant le temps qu'exige la pesée, il pourrait en résulter, spécialement dans les températures plus élevées, une évaporation telle, que la force du mélange en fût altérée. Il semblait aussi que la température du liquide soumis à l'essai serait déterminée plus exactement dans la méthode à vaisseau rempli, que dans l'autre : car on ne peut pas bien remuer le liquide, pendant que la boule qui doit être pesée y reste en immersion; et comme il faut nécessairement quelque temps pour prendre ce poids, le changement de chaleur qui a lieu dans cet intervalle agira inégalement sur la masse, et peut occasionner une erreur sensible. Il est vrai

aussi, que dans la méthode à vaisseau rempli, la température ne pouvait pas être déterminée avec la dernière précision, parce que le col du vaisseau dont on se servait, était rempli jusqu'à la marque avec de l'esprit, dont la température n'était pas exactement la même, ainsi qu'on l'expliquera tout-à-l'heure; mais on suppose que cette erreur ne serait nullement égale à l'autre, et qu'il est possible d'en évaluer, à très-peu près, la quantité. Enfin il était beaucoup plus facile d'amener le liquide à une température donnée quelconque, lorsqu'il était contenu dans un vaisseau pour être pesé, que d'avoir un corps solide à peser dans ce liquide. Dans le premier cas, en effet, la quantité de liqueur étant plus petite, l'on pouvait opérer plus facilement avec le vaisseau, en le chauffant aisément avec la main, ou de l'eau chaude, et en le refroidissant avec de l'eau froide; et la considération qu'il n'était pas besoin d'autant de liquide, présentait un motif essentiel de préférence. Le désavantage particulier de la méthode de peser le mélange dans un vaisseau, consiste dans la difficulté de le remplir avec la plus grande exactitude; mais lorsque le vaisseau est marqué avec discernement et proprement, l'erreur qu'on peut commettre en le remplissant avec tout le soin convenable, sera excessivement petite. Il paraît, qu'en répétant plusieurs fois les mêmes expériences, M. Gilpin parvint à la réduire à $\frac{1}{15000}$ du poids total.

Ce fut d'après ces considérations, que le docteur Blagden, et celui qui l'assistait dans ses expériences, se décidèrent à donner la préférence au mode de peser le fluide lui-même; et, en conséquence, le docteur Dollfuss et M. Gilpin l'adoptèrent aussi l'un et l'autre pour le mettre en pratique dans leurs opérations.

Le vaisseau dont on fit choix, comme le plus convenable pour ces expériences, était une boule de verre creuse, se terminant en un col à petite ouverture. Celui dont se servait le docteur Dollfuss, contenait 375,5 grammes d'eau distillée;

mais comme la balance n'était pas extrêmement exacte, on jugea à-propos, les expériences ayant été répétées par M. Gilpin, d'employer un vaisseau n'ayant qu'une capacité de 192 grammes, comme facilitant le moyen de déterminer avec plus d'exactitude la chaleur de tout liquide qui y serait contenu. La boule de ce vaisseau, qu'on peut appeler bouteille à peser, avait environ 7 centimètres de diamètre; sa forme était sphérique, à l'exception d'un léger aplatissement sur la partie opposée au col, qui lui servait comme sa base pour le faire tenir en place. Son col consistait dans une portion de tube de baromètre du calibre d'environ 6 millimètres, et long d'environ 4 centimètres. Ce col, parfaitement cylindrique, portait à l'extérieur et très-près de la moitié de sa longueur, un cercle ou anneau qui y avait été tracé avec un diamant, comme marque jusqu'à laquelle il fallait le remplir avec la liqueur. Pour tracer cette marque, on fixait le vaisseau dans un tour, et on le faisait tourner alors avec grand soin, son col étant en contact avec le diamant. Le verre dont il était formé n'était pas très-épais; il pesait 59,3 grammes, et avec son bouchon d'argent 60,6 grammes.

Lorsqu'il s'agissait de prendre, au moyen de ce vaisseau, la pesanteur spécifique d'une liqueur, on l'amenait d'abord à-peu-près à la température à laquelle on voulait en faire l'essai, et l'on en remplissait le vaisseau jusqu'à la naissance du col seulement, afin qu'il y restât assez d'espace pour pouvoir agiter la liqueur. On introduisait alors dans cette liqueur et par le col du vaisseau, un thermomètre très-délié et très-sensible, indiquant si la température de la liqueur était au-dessus ou au-dessous de celle requise. Dans le premier cas, on plaçait le vaisseau dans un air frais, ou on le plongeait pour un moment dans de l'eau froide, et en y introduisant fréquemment le thermomètre, jusqu'à ce qu'il fût descendu au degré convenable. De même aussi, lorsque la liqueur était reconnue trop froide, on plaçait le vaisseau qui la contenait dans un air chaud, ou on le plongeait dans

de l'eau chaude, ou bien plus ordinairement encore, on le tenait entre les mains jusqu'à ce que, par des essais successivement répétés avec le thermomètre, la température cherchée fût obtenue. Il sera bien entendu, que dans l'exécution de ces moyens de refroidissement ou d'échauffement, le vaisseau était fréquemment secoué entre chaque immersion du thermomètre, et que l'extrémité supérieure du col était, aussi continuellement que possible, maintenue couverte ou avec le doigt ou avec une espèce de calotte d'argent faite exprès.

On ne faisait emploi d'eau chaude pour élever la température, que dans les cas où elle devait être portée à 27 degrés centigrades et au-dessus, le degré de chaleur au-dessous s'obtenant par l'application des mains sur le vaisseau. Lorsqu'on faisait usage d'eau chaude, on plongeait la boule du vaisseau dans ce liquide, en l'en élevant promptement, sans négliger, tout autant que cela était nécessaire pour communiquer à la liqueur la chaleur requise, de secouer chaque fois le vaisseau; mais on avait soin aussi de bien essuyer le vaisseau au sec, après chaque immersion, et avant de le secouer, dans la crainte qu'il n'eût pris, par accident, de l'humidité qui y serait adhérente. Après avoir ainsi amené la liqueur à la température requise, la première chose à faire était de remplir exactement le vaisseau jusqu'à la marque tracée sur le col, ce qui s'effectuait avec de la même liqueur au moyen d'un entonnoir de verre, tiré en pointe à très-petite ouverture. M. Gilpin essaya de rapprocher d'assez près la température de la portion de liqueur ainsi employée, de celle de la liqueur contenue dans le vaisseau; mais comme cette quantité ajoutée n'excédait jamais au total 65 milligrammes, une différence de 5,5 degrés centigrades dans la chaleur de cette petite quantité de liqueur, degré au-delà duquel cette différence ne s'éleva point, n'aurait donné lieu qu'à une erreur d'un cinquante-quatrième de degré dans la température de la masse. On introduisait de la liqueur dans le

vaisseau pour que le col en fût rempli au-dessus de la marque, et on enlevait alors avec grand soin, par absorption, la quantité surabondante, au moyen d'un petit rouleau de papier brouillard, se terminant en une pointe fine, mise en contact avec la liqueur. Comme la surface de la liqueur dans le col était toujours concave, on faisait coïncider le centre de cette concavité avec la marque tracée en rond sur le verre; et dans cette vue, l'on avait soin que les côtés près et opposés de la marque parussent exactement dans la même ligne, ce qui évitait toute parallaxe. On plaçait alors sur le col une calotte d'argent qui y était adaptée, de manière à prévenir toute évaporation; et tout l'appareil ainsi disposé était placé dans le plateau de la balance, pour faire les pesées avec la plus rigoureuse exactitude.

Ce fut le docteur Dollfuss qui procura à M. Gilpin l'esprit de vin dont il se servit. Cet esprit avait été rectifié, sous l'inspection du docteur, de rum fourni par le Gouvernement. Sa pesanteur spécifique, à la température de 15,5 degrés centigrades, était de 0,82514. On pesait d'abord cet esprit pur dans le vaisseau ci-devant décrit, à chaque température, s'élevant de 5 en 5 degrés Fahrenheit (2°,77 centigrades) de 30 à 100 Fahrenheit inclusivement, (— 1°,11 à 37,78 centigrades). On formait alors des mélanges de cet esprit et d'eau distillée dans toute proportion, à partir de celle d'un vingtième ou 5 parties de l'eau, et 80 de l'esprit, jusqu'à parties égales d'eau et d'esprit; et ces mélanges furent aussi pesés dans le vaisseau, comme l'esprit pur, à chaque élévation de température de 2°,77 degrés centigrades. Des nombres résultant de ces pesées on forma la table qui suit; dans cette table, la première colonne indique les degrés de chaleur, la seconde, le poids de l'esprit pur contenu dans le vaisseau à ces différens degrés; la troisième donne le poids d'un mélange dans les proportions de 100 parties en poids de cet esprit et 5 parties d'eau, et de mélanges successivement

formés ainsi jusqu'à celui où l'eau est relativement à l'esprit dans la proportion de 100 à 5. Ces résultats sont le terme moyen de trois expériences au-moins. M. Gilpin ayant rempli et repésé le vaisseau, ce nombre de fois et souvent au-delà, on prit la température à intervalles égaux du degré de chaleur, telle que l'indiquait le thermomètre, par la raison qu'on peut juger plus exactement de la coïncidence du mercure avec une division de l'échelle, que d'estimer une fraction, et l'on supposa que les erreurs des thermomètres, s'ils en étaient susceptibles, seraient moindres sur des divisions de 5 degrés Fahrenheit.

On doit faire observer que M. Gilpin fit usage du même mélange à toutes les températures diverses, en le chauffant de 30 à 100 degrés Fahrenheit (de — 1°,11 à 37,78 centigrades); d'où il suit qu'il a pu en résulter quelque petite erreur dans la force de ce mélange, dans les degrés de température plus élevés, à raison d'une évaporation plus grande d'esprit que d'eau; mais il y a lieu de croire que cette erreur ne parut pas mériter d'être prise en considération, et l'inconvénient d'une addition au mélange eût été probablement plus grand.

La pesanteur spécifique de l'esprit pur employé, était de 0,82514; mais pour éviter les fractions, on la prit, en construisant la table des pesanteurs spécifiques, comme n'étant que de 0,825, en faisant une déduction proportionnelle de tous les autres nombres. Ainsi, la table qui suit donne la véritable pesanteur spécifique, à différens degrés de température, d'un esprit pur rectifié, dont la pesanteur spécifique, à 60° Fahrenheit (15,5° centigrades), est de 0,825, ainsi que les pesanteurs spécifiques des divers mélanges de cet esprit et d'eau à ces températures différentes.

Pesanteurs spécifiques réelles aux différentes températures.

Chaleur.	Alcool pur.	100 parties d'alcool dans 5 parties d'eau	100 parties d'alcool dans 10 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 15 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 20 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 25 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 30 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 35 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 40 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 45 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 50 parties d'eau.
30°	.83896	.84995	.85957	.86825	.87585	.88282	.88921	.89511	.90054	.90558	.91023
35	83672	84769	85729	86587	87357	88059	88701	89294	89839	90345	90811
40	83445	84539	85507	86361	87134	87838	88481	89073	89617	90127	90596
45	83214	84310	85277	86131	86905	87613	88255	88849	89396	89909	90380
50	82977	84076	85042	85902	86676	87384	88030	88626	89174	89684	90160
55	82736	83834	84802	85664	86441	87150	87796	88393	88945	89458	89933
60	82500	83599	84568	85430	86208	86918	87569	88169	88720	89232	89707
65	82262	83362	84334	85193	85976	86686	87337	87938	88490	89006	89479
70	82023	83124	84092	84951	85736	86451	87105	87705	88254	88773	89252
75	81780	82878	83851	84710	85496	86212	86864	87466	88018	88538	89018
80	81530	82631	83603	84467	85248	85966	86622	87228	87776	88301	88781
85	81291	82396	83371	84243	85036	85757	86411	87021	87590	88120	88609
90	81044	82150	83126	84001	84797	85518	86172	86787	87360	87889	88376
95	80794	81900	82877	83753	84550	85272	85928	86542	87114	87654	88146
100	80548	81657	82639	83513	84038	85021	85638	86302	86879	87421	87915

Chaleur.	100 parties d'alcool dans 55 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 60 parties d'eau	100 parties d'alcool dans 65 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 70 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 75 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 80 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 85 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 90 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 95 parties d'eau.	100 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.
30°	.91449	.91847	.92217	.92563	.92889	.93191	.93474	.93741	.93991	.94222
35	91241	91640	92009	92355	92680	92986	93274	93541	93790	94025
40	91026	91428	91799	92151	92476	92783	93072	93341	93592	93827
45	90812	91211	91584	91937	92264	92570	92859	93131	93382	93621
50	90596	90997	91370	91723	92051	92358	92647	92919	93177	93419
55	90367	90768	91144	91502	91837	92145	92436	92707	92963	93208
60	90144	90549	90927	91287	91622	91933	92225	92499	92758	93002
65	89920	90328	90707	91066	91400	91715	92010	92283	92546	92794
70	89695	90104	90484	90847	91181	91493	91793	92069	92333	92580
75	89464	89872	90252	90617	90952	91270	91569	91849	92111	92364
80	89225	89639	90021	90385	90723	91046	91340	91622	91891	92142
85	89043	89460	89843	90209	90558	90882	91186	91465	91729	91969
90	88817	89230	89617	89988	90342	90668	90967	91248	91511	91751
95	88588	89003	89390	89763	90119	90443	90747	91029	91290	91531
100	83357	88769	89158	89536	89889	90215	90822	90305	91066	91310

Chaleur.	95 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	90 parties d'alcool dans 100 parties d'eau	85 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	80 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	75 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	70 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	65 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	60 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	55 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	50 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.
.30°	.94447	94675	.94920	.95173	.95429	.95681	.95944	.96209	.96470	.96719
35	94249	94484	94734	94988	95246	95502	95772	96048	96315	96579
40	94058	94295	94547	94802	95060	95328	95602	95879	96159	96434
45	93860	94096	94348	94605	94871	95143	95423	95705	95993	96280
50	93658	93897	94149	94414	94683	94958	95243	95534	95831	96126
55	93452	93696	93948	94213	94486	94767	95057	95357	95662	95966
60	93247	93493	93749	94018	94296	94570	94876	95181	95493	95804
65	93040	93285	93546	93822	94099	94388	94689	95000	95318	95635
70	92828	93076	93337	93616	93898	94193	94500	94813	95139	95469
75	92613	92865	93132	93413	93695	93989	94301	94623	94957	95292
80	92393	92646	92917	93201	93488	93765	94102	94431	94768	95111

Chaleur.	45 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	40 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	35 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	30 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	25 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	20 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	15 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	10 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.	5 parties d'alcool dans 100 parties d'eau.
30°	.96967	.97200	.97418	.97635	.97860	.98108	.98412	.98804	.99334
35	96840	97086	97319	97556	97801	98076	98397	98804	99344
40	96706	96967	97220	97472	97737	98033	98373	98795	99345
45	96563	96840	97110	97384	97666	97980	98338	98774	99338
50	96420	96708	96995	97284	97589	97920	98293	98745	99316
55	96272	96575	96877	97181	97500	97847	98239	98702	99284
60	96122	96437	96752	97074	97410	97771	98176	98654	99244
65	95962	96288	96620	96959	97309	97688	98105	98594	99194
70	95802	96143	96484	96836	97203	97596	98028	98527	99134
75	95638	95987	96344	96708	97036	97495	97943	98454	99066
80	95467	95826	96192	96568	96963	97385	97845	98367	98991

D'après cette table, la pesanteur spécifique d'une liqueur spiritueuse quelconque étant connue, il sera facile de trouver la quantité d'esprit rectifié de la pesanteur spécifique de 0,825, contenue, en poids ou en mesure, dans une quantité donnée de cette liqueur.

Le docteur Blagden termine cette partie du rapport, en faisant observer que les expériences ayant été faites avec de l'esprit pur et de l'eau, s'il y avait présence de substances étrangères dans la liqueur à essayer, la pesanteur spécifique dans les tables ne donnerait pas exactement les proportions d'eau et d'esprit dans cette liqueur. Les substances qu'on peut supposer exister dans des liqueurs spiritueuses, lorsqu'on n'a pas lieu de soupçonner qu'il y en ait été ajouté frauduleusement, sont des huiles essentielles, quelquefois empyreumatiques, de la matière mucilagineuse ou extractive, et peut-être de la matière sucrée. Les huiles essentielles et empyreumatiques ont la même pesanteur spécifique que l'esprit, et sont plutôt, en général, plus légères; et, par conséquent, malgré la pénétration mutuelle, il est probable qu'elles produiront peu de changement dans la pesanteur spécifique de toute liqueur spiritueuse qui les tient en dissolution. Les autres substances sont toutes plus pesantes que l'esprit, la pesanteur spécifique de la gomme ordinaire étant de 1,482, et celle du sucre de 1,606, d'après les tables de Brisson. Ces substances auront donc pour effet de faire paraître des liqueurs spiritueuses moins fortes qu'elles ne le sont réellement. On eut l'idée d'essayer d'obtenir quelque notion précise relativement à cette matière étrangère; et, en conséquence, le docteur Dollfuss fit évaporer à siccité 1000 parties d'eau-de-vie et la même quantité de rum. L'eau-de-vie laissa un résidu de 40 parties, et celui du rum ne fut que de 8 parties et demie. Les 40 parties du résidu de l'eau-de-vie ayant été dissoutes dans un mélange de 100 parties d'esprit avec 50 parties d'eau, augmentèrent la pesanteur spécifique de ce mélange de 0,00041 ; d'où il suit, que l'effet de cette matière étrangère sur la pesanteur spécifique de l'eau qui la contient, serait d'augmenter, de six à-peu-près, la cinquième décimale, augmentation égale à celle qu'indiquerait, dans le mélange ci-dessus, le septième environ d'une partie d'eau de plus que la quantité véritable sur 100

d'esprit, quantité beaucoup trop petite pour être prise en considération par le gouvernement.

La force des esprits est déterminée, d'après les lois actuelles, au moyen de l'hydromètre de Sikes; mais comme on fait un grand usage dans le commerce de celui de Dicas, j'en donnerai ici la description, renvoyant celle de l'autre de ces instrumens à l'article Distillation.

L'hydromètre de Dicas consiste dans une boule légère de cuivre, se terminant au-dessous en un bouton à lest, et au-dessus en une tige mince, divisée en dix parties. Cette tige se termine en pointe, pour recevoir de petits poids de laiton ou disques percés chacun d'un trou à son centre. Ces poids sont numérotés 0, 10, 20, 30, etc., jusqu'à 350, poids indiquant l'esprit le plus léger. Les unités intermédiaires sont indiquées par les subdivisions sur la tige. Une échelle d'ivoire graduée, avec une règle glissante, et un thermomètre, accompagnent l'hydromètre, et servent à faire les corrections pour la température. En faisant usage de cet instrument, on commence par plonger le thermomètre dans un vase cylindrique de verre contenant l'esprit à essayer. La règle glissante qu'on a fait mouvoir vis-à-vis zéro a le degré de température indiqué. L'hydromètre est alors placé dans le liquide, et on le charge d'un poids capable de submerger une portion de la tige. Ce poids, ajouté au nombre sur la tige, donne une somme, à l'opposé de laquelle, sur l'échelle, on trouve une quantité, qui est celle dont l'esprit particulier dont on fait l'essai, se trouve être au-dessus ou au-dessous de l'esprit de preuve. Ainsi, si cet esprit marque 20 au-dessous de preuve, cette indication annonce que de 100 gallons (378,5 litres) de cet esprit, il en faudrait retirer 20 gallons (75,7 litres) d'eau, pour l'amener à esprit de preuve. Si la marque était 10 au-dessus de preuve, elle indiquerait que, par 100 gallons (378,5 litres) de l'esprit, il y a trop peu d'eau dans la proportion de 10 gallons (37,8 lit.). Lorsque le degré 60 de Fahrenheit du thermomètre est mis opposé à zéro, alors

les poids et la valeur des esprits ont les rapports suivans sur l'échelle :

102,5	dénote	20 sous preuve.
122,0	. . . .	10
143,5	. . . .	preuve.
167,»	. . . .	10 au-dessus de preuve.
193,»	. . . .	20
221,»	. . . .	20 au-dessus de preuve.
251,»	. . . .	40
284,5	. . . .	50
322,5	. . . .	60
350,5	. . . .	alcool.

Il est en outre tracé sur l'échelle une ligne supérieure indiquant le rapport de l'esprit à l'eau considérée comme unité. Ainsi, au-dessus de 10 pour cent au-delà de preuve dans la seconde ligne, on trouve dans la ligne supérieure 8. Cette indication fait connaître que pour 8 en volume de cet esprit, il faudra 1 d'eau pour le ramener à l'esprit de preuve. A 60 degrés de Fahrenheit, je trouvai que 10 au-dessus de preuve sur l'hydromètre de Dicas, correspond à la pesanteur spécifique de. 0,9085

3 $\frac{1}{2}$ au-dessus de preuve, à celle de. 0,9169

Preuve. 0,9218

Or, d'après les tables de M. Gilpin, ceci indique un composé de 100 parties d'alcool de 0,825, et 85 parties d'eau. Mais par la table de Lowitz, *Crell's Annals*, la pesanteur spécifique ci-dessus correspond à 48 alcool de 0,791, à la température de 68 degrés, unies à 52 d'eau, et le tout refroidi à 60 degrés. Par l'acte du Parlement, de 1762, la pesanteur spécifique de l'esprit de preuve fut fixée à 0,916. Elle est actuellement, à celle de l'eau, dans le rapport de 12 à 13, ou $=0{,}923$. (*Voyez* Distillation.)

La propriété caractéristique la plus remarquable de l'alcool est celle qu'il a de se dissoudre dans l'eau, ou de se combiner avec ce liquide en toutes proportions; propriété dont ne jouit aucune autre substance combustible, à l'excep-

tion seulement de l'esprit acétique, obtenu par distillation, des acétates secs. L'alcool fournit, par sa combustion, sur 100 parties, 136 parties d'eau. Si cette combustion a lieu en vaisseaux clos avec de l'oxigène, le produit est de l'eau et de l'acide carbonique. On en a inféré que l'alcool consiste dans de l'hydrogène uni, soit avec l'acide carbonique, soit avec sa base acidifiable; et que l'oxigène se combinant d'une part avec l'hydrogène forme de l'eau, et de l'autre avec la base de l'acide carbonique, produit cet acide.

Les expériences les plus exactes sur ce sujet, sont celles récemment faites par M. de Saussure. L'alcool dont il se servait était d'une pesanteur spécifique de 0,8302 à la température de 62°,8 Fahrenheit (17° centigrades); et cet alcool consiste, d'après les proportions de Richter, dans 13,8 eau, et 86,2 alcool absolu. On faisait passer de la vapeur d'alcool à travers un tube étroit de porcelaine rouge de feu, d'où les produits parcouraient un tube de verre d'environ deux mètres de long, refroidi par de la glace. Il se déposa un peu de charbon dans le tube de porcelaine, et une trace d'huile dans le tube de verre. Le gaz résultant étant analysé dans un eudiomètre à explosion avec de l'oxigène, on reconnut qu'il se résolvait en acide carbonique et en eau. Trois volumes d'oxigène avaient disparu par deux volumes d'acide carbonique produit; proportion qui s'obtient dans l'analyse, par oxigénation, du gaz oléfiant. Or, comme il ne résulta autre chose de l'analyse de l'alcool par M. de Saussure, qu'un gaz combustible de cette constitution particulière et de l'eau condensée, en quantité égale à $\frac{1000}{4464}$ du poids primitif de l'alcool, on en peut conclure que la vapeur d'eau et le gaz oléfiant sont les seules parties constituantes de l'alcool. Si l'on soustrait les 13,8 pour cent d'eau dans l'alcool, au commencement de l'expérience, l'alcool absolu de Richter consistera dans 13,7 hydrogène, 51,98 carbone, et 34,32 oxigène. M. Gay-Lussac en infère, que l'alcool, à l'état de vapeur, est composé d'un volume de gaz oléfiant, et d'un volume de la vapeur d'eau, condensés, par affinité chimique, en un volume.

La pesanteur spécifique du gaz oléfiant est de 0,97804
Celle de la vapeur aqueuse de. 0,62500

Total. 1,60304

Et la pesanteur spécifique de la vapeur alcoolique est de. 1,6133

Ces nombres se rapprochent de ceux que donneraient deux atômes de gaz oléfiant combinés avec un atôme d'eau; ou, en dernier résultat, trois d'hydrogène, deux de carbone et un d'oxigène.

Nous aurons lieu de parler, dans les divers articles de cet ouvrage, du très-grand nombre d'usages auxquels on emploie l'alcool comme menstrue. L'action mutuelle entre l'alcool et des acides produit une huile légère, volatile et inflammable, appelée éther (*Voyez* Éther). Les alcalis purs s'unissent avec l'alcool, et forment ainsi des teintures alcalines. Quelques-uns des sels neutres, à l'exception de ceux qui contiennent l'ammoniaque, s'unissent également avec ce fluide. Les carbonates des alcalis fixes ne s'y dissolvent pas. En vertu de la forte attraction qui existe entre l'alcool et l'eau, il s'empare de ce dernier liquide dans les dissolutions salines; et, dans la plupart des cas, il en précipite le sel. Ce cas offre une expérience agréable, qui ne manque jamais de surprendre ceux qui ne sont pas familiarisés avec les effets chimiques. Si, par exemple, après avoir agité une dissolution saturée de nitrate de potasse dans l'eau, on y verse une quantité égale d'alcool fort, le mélange sera un esprit faible, ne pouvant plus tenir le nitrate de potasse en dissolution, et, en conséquence, ce nitrate tombera immédiatement au fond du vaisseau, sous la forme de très-petits cristaux.

Les degrés de dissolubilité d'un grand nombre de sels neutres dans l'alcool ont été déterminés par Macquer, dont les expériences à ce sujet sont exposées avec détail dans les Mémoires de l'Académie de Turin. L'alcool, dont il se servait, avait été débarrassé, avec beaucoup de soin, par

des rectifications successivement répétées, d'eau surabondante, sans addition d'aucune substance intermédiaire; et les sels, qu'il employa dans ses expériences, avaient été préalablement dépouillés de leur eau de cristallisation, en les desséchant convenablement à cet effet. Il mettait dans un matras, sur chacun des sels ainsi préparés, 15 grammes de son alcool, et le plaçait sur un bain de sable; lorsque l'alcool commençait à bouillir, il filtrait la liqueur encore chaude, et la laissait ensuite refroidir jusqu'à ce qu'il pût observer qu'il s'y formait des cristaux. Il évaporait alors l'alcool; après quoi, il pesait les résidus salins.

Parties.	Sels solubles dans 200 parties d'alcool.	Phénomènes particuliers de la flamme.
4.	Nitrate de potasse. . . .	Flamme plus large, plus élevée, plus ardente, jaune et lumineuse.
5.	Muriate de potasse. . . .	Large, ardente, jaune, lumineuse.
0.	Sulfate de soude.	Considérablement rouge.
15.	Nitrate de soude.	Jaune, lumineuse, détonnant.
0.	Muriate de soude. . . .	Plus large, plus ardente et rougeâtre.
0.	Sulfate d'ammoniaque. .	Point de flamme.
108.	Nitrate d'ammoniaque. .	Plus blanche, plus lumineuse.
24.	Muriate d'ammoniaque. .	Point de flamme.
288.	Nitrate de chaux. . . .	Plus large, plus lumineuse, rouge, et décrépitant.
288.	Muriate de chaux. . . .	Comme celle du nitre calcaire.
84.	Nitrate d'argent.	Point de flamme.
204.	Muriate de mercure. . .	Large, jaune, lumineuse, décrépitant.
4.	Nitrate de fer.	Rouge et décrépitant.
36.	Muriate de fer.	Plus blanche, lumineuse et étincelant.
48.	Nitrate de cuivre. . . .	Plus blanche, lumineuse et verte; beaucoup de fumée. Le résidu salin noircit et brule.
48.	Muriate de cuivre. . . .	Beau vert, blanche, et fulgurations rouges.

Macquer accompagne la relation de ses expériences de nombre de réflexions judicieuses qui ne sont pas susceptibles d'être facilement rapportées par extrait.

L'alcool, dont il fit usage dans les expériences ci-dessus, était d'une pesanteur spécifique de 0,840.

Dans des recherches analytiques, l'alcool offre souvent un agent d'emploi avantageux pour séparer des sels l'un de l'autre. Nous placerons donc ici la table additionnelle qui suit, déduite principalement des expériences de Wenzel.

100 parties d'alcool dissolvent de

		Température centigrade.	Parties.
Nitrate	de cobalt.	12,5. . . .	100
	de cuivre.	12,5. . . .	100
	d'alumine.	12,5. . . .	100
	de chaux.	. . . .	125
	de magnésie. . .	82,5. . . .	290
Muriate	de zinc.	12,5. . . .	100
	d'alumine.	12,5. . . .	100
	de magnésie. . .	82,5. . . .	547
	de fer.	82,5. . . .	100
	de cuivre.	82,5. . . .	100
Acétate	de plomb.	68,5. . . .	100

Au terme de l'ébullition, 100 parties d'alcool dissolvent de

Muriate de chaux.	100
Nitrate d'ammoniaque.	89
Sublimé corrosif.	88,8
Acide succinique.	74,0
Acétate de soude.	46,5
Nitrate d'argent.	41,7
Sucre rafiné.	24,6
Acide boracique.	20,0
Nitrate de soude.	9,6
Acétate de cuivre.	7,5
Muriate d'ammoniaque.	7,1
Sur-arséniate de potasse. . . .	3,75
Oxalate de potasse.	2,92

Nitrate de potasse.	2,08
Muriate de potasse.	2,08
Arséniate de soude.	1,58
Acide arsénieux.	1,25
Tartrate de potasse.	0,42

Il paraît, d'après les expériences de Kirwan, que le muriate de magnésie desséché se dissout en plus grande proportion dans l'alcool fort que dans ce liquide faible. 100 parties d'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,900 dissolvent 21,25 de ce muriate; l'alcool de 0,848, 23,75, l'alcool de 0,834, 36,25 et celui de 0,817, 50. Avec l'acétate de chaux, le pouvoir dissolvant de l'alcool s'étend d'une manière plus limitée, il se dissout 2,4 parties de ce sel dans 100 parties de l'alcool à 0,900 de pesanteur spécifique, et 4,88 parties dans ce fluide à 0,817. Les autres sels que Kirwan essaya, se dissolvaient moins dans l'alcool plus fort que dans le liquide faible. La température de l'alcool était généralement de 16,5 centigrades.

Tous les sels déliquescens sont solubles dans l'alcool. Les sels de strontiane tenus en dissolution dans l'alcool, colorent la flamme de ce liquide en un beau pourpre; les sels de cuivre et l'acide boracique lui donnent une couleur verte, les sels calcaires solubles, une couleur rougeâtre, et les sels de baryte une couleur jaunâtre. L'effet d'autres sels sur la couleur de la flamme a été indiqué dans une table précédente.

On a exposé de l'alcool de 0,825 de pesanteur spécifique à un froid de — 68 degrés centigrades, sans qu'il se gelât. Mais M. Hutton a annoncé, *Edinburgh Encyclopedia,* article *froid*, qu'il était parvenu à rendre l'alcool solide par un froid de — 79 degrés centigrades. L'alcool, qu'il réussit ainsi à faire congeler, était d'une pesanteur spécifique de 0,798, à 15,5 degrés centigrades. Son procédé a été tenu secret. Le terme d'ébullition de l'alcool de la densité de 0,825, est 80 degrés centigrades; lorsque cette densité n'est que de

0,810, l'alcool bout à 78,6 degrés centigrades. Quant à la force de sa vapeur à différentes températures, et à sa chaleur spécifique. (*Voyez* Vapeur).

Lorsqu'on met du potassium et du sodium en contact avec de l'alcool du plus grand degré de force, il se dégage de l'hydrogène. Si l'on fait traverser de l'alcool par de la vapeur de chlore dans l'appareil de Woulfe, une action réciproque a lieu, et les produits sont, de l'eau, une substance paraissant être de nature huileuse, de l'acide muriatique, un peu d'acide carbonique et de la matière carbonacée. Cette substance huileuse ne rougit pas le tournesol, quoique son analyse fasse reconnaître qu'elle contient de l'acide muriatique. Elle est blanche, plus dense que l'eau, mais avec une saveur fraîche, analogue à celle de la menthe, et une odeur particulière, qui cependant n'est point éthérée. Cette substance est très-soluble dans l'alcool, mais à peine dans l'eau; les alcalis les plus forts l'attaquent difficilement.

On énonça dans un temps l'opinion que l'alcool n'existait pas tout formé dans les vins, mais qu'il se produisait et se développait par la chaleur de la distillation. M. Gay-Lussac fit à ce sujet quelques expériences décisives. Il agita du vin avec de la litharge réduite en poudre fine, jusqu'à ce que la liqueur fût devenue aussi limpide que de l'eau; et alors il la satura avec du sous-carbonate de potasse. Il y eut aussitôt séparation d'alcool qui s'éleva à la surface. Ce savant distilla une autre portion de vin dans le *vide*, à 15 degrés centigrades, température de beaucoup inférieure à celle de la fermentation; il passa de l'alcool. M. Brande acquit la preuve du même fait en saturant du vin avec du sous-acétate de plomb, et en ajoutant de la potasse.

MM. Adam et Duportal ont substitué à la méthode de distillation du vin ou de la bière, anciennement pratiquée pour les convertir en alcool, un procédé simple et d'une grande élégance. Au chapiteau de l'alambic ou chaudière est adapté un tuyau recourbé qui va se rendre dans un grand vase de

cuivre; de celui-ci part de la même manière un tuyau semblable entrant dans un second vase, et ainsi de suite, dans quatre vases rangés comme dans l'appareil de Woulfe. Le dernier de ces quatre vases communique avec le serpentin placé dans un premier réfrigérant; ce réfrigérant, ainsi que la chaudière et les deux premiers vases les plus rapprochés d'elle, sont chargés du vin ou de la liqueur fermentée avec laquelle on doit opérer. Lorsque l'ébullition a lieu dans la chaudière, les vapeurs qui s'en dégagent ne tardent pas à faire bouillir le vin dans les deux vases près d'elle. De ces vases, où le liquide est ainsi mis en ébullition, il s'élève des vapeurs qui passent dans les deux vases suivans; ces vases, qui sont vides, sont promptement échauffés par la vapeur du vin; et, par l'effet de cette chaleur, il n'y a que la portion alcoolique la plus spiritueuse ou la moins condensable de la vapeur qui arrive au serpentin du premier réfrigérant. Le vin qui submerge ce serpentin acquiert aussi de la chaleur, mais plus lentement; la vapeur qui le traverse devenant liquide à mesure qu'elle cède de son calorique à ce vin, est conduite à cet état dans un second serpentin logé dans un autre réfrigérant rempli d'eau froide. Lorsqu'il s'agit de charger la chaudière, on la remplit, au moyen d'un robinet, de la liqueur du vase qui en est le plus près. Celui-ci l'est à son tour de celle du second vase; et c'est par la liqueur du premier réfrigérant que ce vase est rempli. Il est évident, d'après cette disposition, qu'en maintenant à une certaine température les troisième et quatrième vases, on peut faire arriver directement à l'extrémité la plus reculée de l'appareil, de l'alcool, de tout degré quelconque de légèreté. Ce procédé procure en-même-temps la plus grande économie de combustible, et un esprit de meilleure qualité. On pouvait à peine faire disparaître *l'arrière-goût* de l'esprit dans l'ancienne méthode, en le mettant infuser avec du charbon et en redistillant; mais dans cette manière d'opérer, l'esprit, dès qu'on l'obtient, a une

saveur et une odeur des plus agréables. Il a été construit à Glascow, pour les distillateurs de l'Amérique, plusieurs appareils ayant la disposition de celui ci-dessus décrit.

Si du soufre en sublimation se rencontre avec de la vapeur d'alcool, une très-petite portion se combine avec cette vapeur, et communique au liquide une odeur hydrosulfureuse. L'augmentation de surface des deux substances paraît favoriser la combinaison. On avait supposé que c'était la seule voie par laquelle on pût parvenir à produire leur union; mais M. Favre a dernièrement assuré, qu'ayant mis en digestion pendant douze heures environ 8 grammes de fleurs de soufre dans 30 grammes d'alcool, à une chaleur modérée, qui n'eût pas suffi pour le faire bouillir, il obtint une dissolution qui donna environ 1,5 grammes de précipité. Un mélange semblable laissé pendant un mois dans un lieu exposé aux rayons du soleil, fournit un précipité de 1 gramme; et un autre mélange, placé dans un lieu où l'on empêcha la lumière de pénétrer, donna un précipité de 0,842 gr. Si après avoir fait bouillir pendant une heure de l'alcool avec le quart de son poids de soufre, on le filtre encore chaud, il se déposera par le refroidissement de très-petits cristaux; et si l'on étend la liqueur décantée d'une quantité égale d'eau, elle prendra une teinte opaline; elle passera alors par le filtre, et il ne s'y formera, pendant plusieurs heures de repos, aucun sédiment; la pesanteur spécifique de l'alcool employé dans cette dernière expérience, n'excédait pas celle de 0,840.

Le phosphore est peu soluble dans l'alcool, mais en plus grande quantité à chaud qu'à froid. L'addition d'eau à cette dissolution, produit une liqueur laiteuse opaque, qui s'éclaircit peu-à-peu à mesure que le phosphore se dépose.

Les terres paraissent agir à peine sur l'alcool. La chaux vive produit cependant quelque altération dans le goût de ce liquide et le rend de couleur jaune. Il est probable qu'il se charge d'une petite portion de cette terre.

Les savons se dissolvent avec une grande facilité dans l'alcool, et ils se combinent plus aisément avec ce liquide qu'avec l'eau. L'alcool n'exerce d'action sur aucun des métaux ou de leurs oxides. Les résines, les huiles essentielles, le camphre, le bitume et diverses autres substances, sont très-solubles dans l'alcool, et elles peuvent être précipitées de leurs dissolutions dans ce fluide par une addition d'eau. Par la propriété qu'il a de dissoudre les résines, l'alcool devient le menstrue d'une classe de vernis (*Voyez* Vernis).

Le camphre est non-seulement extrêmement soluble dans l'alcool, mais encore il aide la dissolution des résines dans ce liquide. Les huiles fixes, rendues siccatives par des oxides métalliques, se dissolvent dans l'alcool, de même que lorsqu'elles sont combinées avec des alcalis.

La cire, le blanc de baleine, les calculs biliaires, l'urée, et toutes les substances animales de nature résineuse, sont solubles dans l'alcool; mais il caille le lait, coagule l'albumine, et durcit la fibre musculaire, ainsi que le coagulum du sang.

Les usages de l'alcool sont très-variés. Comme dissolvant des substances résineuses et des huiles essentielles, il est employé en pharmacie et par les parfumeurs. Étendu d'eau en quantité égale, constituant ce qu'on appelle esprit de preuve, on s'en sert pour extraire des teintures de végétaux et autres substances, l'alcool dissolvant les parties résineuses et l'eau les parties gommeuses. L'alcool donnant, lorsqu'on le brûle dans une lampe, une chaleur constante, sans fumée, on s'en servait beaucoup autrefois pour maintenir de l'eau en ébullition dans des bouilloires. Dans la confection des thermomètres devant servir à mesurer de grands degrés de froid, on le préfère au mercure, parce qu'il ne se congèle pas. On en fait ordinairement usage pour conserver des préparations anatomiques, et certains objets d'histoire naturelle; mais, pour quelques-uns il est nuisible, pour les mollusques, par exemple, dont il corrode avec le temps la couverte calcaire. L'alcool est aussi d'un très-grand usage dans l'analyse chimique.

D'après le grand pouvoir expansif de l'alcool, il a été mis en question si l'on ne pourrait pas en appliquer avec avantage l'emploi dans des machines à vapeur. Il paraît résulter d'une suite d'expériences faites dans cette vue par M. Bettancourt, que la vapeur d'alcool a, dans tous les cas de température égale, une force plus que double de celle de la vapeur d'eau, et que la force de la vapeur d'alcool à environ 78 degrés centigrades, est égale à celle de la vapeur d'eau à 100 degrés; il y a donc ainsi une diminution considérable dans la consommation du combustible; et là où ce combustible est assez cher pour que ce soit un objet de grande importance, on pourra probablement en venir à faire usage d'alcool, en ayant soin dans la construction des machines de prévenir toute perte de ce fluide, s'il ne se trouve pas quelqu'autre liquide d'une grande expansibilité et d'un prix inférieur, offrant plus d'économie. Il a été observé au commencement de cet article, que l'alcool pouvait être décomposé en le faisant traverser un tube rouge de feu; ce fluide est décomposable aussi par les acides forts, en fournissant des produits remarquables. (*Voyez* ÉTHER et HUILE DU VIN.)

ALEMBROTH (SEL). Le muriate corrosif de mercure (*deutochlorure de mercure*) est rendu beaucoup plus soluble dans l'eau par l'addition de muriate d'ammoniaque. Il cristallise dans cette dissolution, par refroidissement, un sel auquel les anciens chimistes donnèrent le nom de *sel alembroth*, et qui paraît consister dans de l'ammoniaque, de l'acide muriatique et du mercure.

ALGAROTH (POUDRE D') (*Protoxide d'antimoine*). La poudre d'Algaroth est une des nombreuses préparations auxquelles les recherches des alchimistes sur la nature de l'antimoine donnèrent lieu. Lorsqu'on projette dans l'eau du beurre d'antimoine (protochlorure d'antimoine), il ne s'y dissout pas en totalité; mais l'oxide métallique se précipite en partie sous la forme d'une poudre blanche, qui est la

poudre d'Algaroth. Cette poudre, prise aux petites doses de 20 à 25 centigrammes, est un purgatif et un émétique violens. (*Voyez* Antimoine.)

ALKAEST. Nom donné par les anciens chimistes à un prétendu dissolvant universel. Kunckel a très-bien fait voir l'absurdité de la recherche d'un dissolvant universel, lorsqu'il dit : « S'il dissout toutes substances, dans quels vaisseaux peut-il être contenu » ?

ALLANITE. On a donné ce nom à un minéral, reconnu, pour la première fois, comme espèce distincte par M. Allan d'Édimbourg, à qui la minéralogie en Écosse doit des connaissances exactes dans cette science, et une très-riche collection. L'analyse et la description de ce minéral furent publiées par le docteur Thomson, dans le sixième volume *Edimbourg Phil. Trans.* M. Giesecke le trouva dans une roche de granite dans le Groënland. Il est en masse : sa couleur est le noir brûnâtre; à l'extérieur, son éclat est sombre; à l'intérieur, il est brillant et résineux : la cassure est conchoïdale en petit, opaque, avec stries d'un gris verdâtre. Ce minéral raie le verre et la horn-blende; il est cassant. Sa pesanteur spécifique est de 3,5 à 4,0. Il écume et se fond imparfaitement au chalumeau en une scorie noire; il contient sur 112 parties: silice 35,4, oxide de cérium 33,9, oxide de fer 25,4, chaux 9,2, alumine 4,1, et humidité 4. Ce minéral a été aussi rencontré cristallisé en prismes à 4, 6 ou 8 pans. Il ressemble beaucoup à la gadolinite; mais il en peut être distingué, en ce que les fragmens en petit de ce dernier minéral sont translucides sur les bords et d'une belle couleur verte; tandis que ceux de l'allanite sont ordinairement opaques et d'un brun jaunâtre. Les mines de cérium analysées par M. Berzelius, sous le nom de cérine, se rapprochent de très-près, dans leur composition, de l'allanite

ALLIAGES. Lorsqu'un métal précieux quelconque est

mêlé avec un autre de moindre valeur, les essayeurs appellent celui-ci alliage, et ils ne le prennent en considération que relativement à ce dont il rabaisse ou diminue la valeur du métal précieux. Les chimistes ont employé ce terme pour désigner tous composés métalliques en général. C'est ainsi qu'on appelle le laiton un alliage de cuivre et de zinc; le métal de cloche, un alliage de cuivre et d'étain.

Tout alliage se distingue par le métal qui prédomine dans sa composition, ou qui lui donne sa valeur. Ainsi, les bijoux de la jouaillerie anglaise sont rangés parmi les alliages d'or, quoique pour la plupart ils ne dussent être placés que parmi ceux de cuivre. Lorsque le mercure est un des métaux qui composent l'alliage, cet alliage prend le nom d'amalgame. L'on a ainsi des amalgames d'or, d'argent et d'étain, etc. Depuis qu'on connaît environ trente métaux permanens différens, indépendamment de ceux susceptibles de transformation, qui constituent les bases des alcalis et des terres, il devrait y avoir 870 espèces d'alliages binaires différens, mais il n'en a été produit et examiné jusqu'à présent que 132. Quelques-uns des métaux ont si peu d'affinité pour d'autres, qu'il n'a pas encore été possible, quelques tentatives qu'on ait faites à cet égard, de former avec eux des composés métalliques. Ces obstacles à la formation d'alliages, proviennent, pour la plupart, de la différence de fusibilité et de volatilité. Il est cependant un petit nombre de métaux, dont le point de fusion est à-peu-près le même, et qui refusent de s'unir. Il est évident que deux corps ne se combineront qu'autant que leur force d'attraction réciproque surpasse celle de l'attraction de cohésion des molécules dont chacun d'eux se compose. Pour vaincre cette force de cohésion des corps solides, et rendre l'affinité prédominante, il faut que ces corps soient pénétrés par le calorique. Si l'un d'eux n'entre que très-difficilement en fusion, l'autre étant très-volatil, ils ne pourront s'unir que dans le cas où l'attraction réciproque serait excessivement forte; mais si leur degré de

fusibilité est presque le même, ils se trouvent facilement placés dans les circonstances les plus favorables pour former un alliage. Si donc nous sommes loin de connaître tous les alliages binaires possibles, nous le sommes davantage encore de connaître ceux triples, quadruples, etc., qui peuvent exister. Il faut convenir de plus, que cette partie n'a été qu'imparfaitement suivie.

En outre, les alliages ne sont pas, autant que nous pouvons le connaître, réglés d'une manière définie, comme les oxides, dans les proportions de leurs parties composantes. 100 parties de mercure se combineront avec 4 ou 8 parties d'oxigène pour former deux oxides distincts, le noir et le rouge, mais point avec des proportions plus grandes, moindres, ou intermédiaires; mais 100 parties de mercure s'uniront avec 1, 2, 3, ou toute quantité quelconque au-dessus, jusqu'à 100 ou 1000 d'étain ou de plomb. Les alliages ont, dans leurs propriétés physiques, les rapports les plus intimes avec les métaux. Ils sont, excepté quelques amalgames, solides à la température de l'atmosphère; ils ont l'éclat métallique, lors même qu'ils sont grossièrement pulvérisés. Ils sont complètement opaques, et plus ou moins denses, suivant les métaux dont ils se composent. Ce sont d'excellens conducteurs de l'électricité; ils cristallisent plus ou moins parfaitement; il en est qui sont cassans, et d'autres ductiles et malléables. Quelques-uns ont une odeur particulière; plusieurs sont très-sonores et élastiques. Lorsqu'un alliage consiste dans des métaux qui diffèrent dans leur degré de fusibilité, il est ordinairement malléable à froid, mais cassant à chaud, ainsi que le laiton en offre un exemple.

La densité d'un alliage est quelquefois plus grande, quelquefois plus faible que la densité moyenne de ses composans; ce qui dénote, qu'à l'instant de leur union, il y a eu diminution ou augmentation de volume. Le rapport qui peut exister entre la dilatation des métaux séparément, et celle de leurs alliages, n'a été recherché que dans un très-

petit nombre de cas seulement. Les alliages contenant un métal volatil sont décomposés, en totalité ou en partie, par une forte chaleur. C'est ce qui a lieu avec les alliages d'arsenic, de mercure, de tellure et de zinc. Ceux qui consistent dans des métaux de termes de fusion différens, peuvent souvent être décomposés, en les exposant à une température capable de fondre l'un d'eux seulement. L'opération, au moyen de laquelle on sépare ainsi l'un des métaux, s'appelle éliquation. On la pratique en grand pour extraire l'argent du cuivre. On met en fusion le cuivre argentifère avec trois fois et demie son poids de plomb, en l'exposant à une chaleur suffisante; le plomb, en se fondant, entraîne avec lui l'argent, et laisse le cuivre sous la forme d'une masse spongieuse. On reprend ensuite l'argent du plomb par une autre opération. Quelques alliages s'oxident plus aisément par la chaleur et l'air, que lorsque les métaux qui les forment sont traités séparément. Ainsi, un alliage de trois de plomb et un d'étain, exposé à la chaleur d'un rouge obscur, brûle d'une manière visible, et s'oxide presqu'instantanément. Chacun de ces métaux, placé dans les mêmes circonstances, s'oxiderait lentement et sans émission de lumière.

Le degré d'affinité entre les métaux peut être, jusqu'à un certain point, estimé d'après la plus ou moins grande facilité avec laquelle, lorsqu'ils diffèrent en degrés de fusibilité ou de volatilité, ils s'unissent, ou, selon qu'ils peuvent être aisément séparés par la chaleur après leur union. On peut indiquer aussi, comme document à ce sujet, la tendance plus ou moins grande à se séparer, par une fusion long-temps continuée, en alliages proportionnels différens. M. Hatchett remarque, dans ses importantes recherches sur les alliages métalliques, que de l'or mis au titre, avec toutes les précautions ordinaires, par de l'argent, du cuivre, du plomb, de l'antimoine, etc., et coupé alors en barres verticales, n'était en aucune manière un composé uniforme, mais que la partie supérieure de la barre, correspondant au métal au fond du

creuset, contenait la proportion plus grande d'or. D'où il suit, que pour opérer la combinaison dans toute la masse, il faudrait faire usage de deux creusets chauffés au rouge, et transvaser alternativement de l'un dans l'autre les métaux liquéfiés; et pour prévenir une oxidation par l'effet de l'air, qui n'est pas nécessaire, les creusets contiendraient, outre le métal, un mélange de sel commun et de charbon pulvérisé. Il faudrait aussi remuer au besoin l'alliage avec une baguette de poterie.

La preuve la plus directe et la plus évidente du changement chimique qui s'opère dans les deux métaux par leur combinaison, est celle que présente la fusion de l'alliage, lorsqu'elle a lieu à une température inférieure à celle des termes de fusion des métaux qui la composent. Le fer, qui est un métal presque infusible, étant allié avec l'or, acquiert presque la fusibilité de ce dernier métal. Le plomb et l'étain forment la soudure, alliage plus fusible que l'un ou l'autre des métaux dont il est formé. Mais le composé triple d'étain, de plomb et de bismuth, présente l'effet le plus remarquable de cette augmentation de fusibilité dans les métaux alliés. Ce dernier alliage triple offre une forte analogie avec l'accroissement de solubilité que des sels acquièrent par mélange, comme on en trouve l'exemple dans les résidus incristallisables de dissolutions salines, ou eaux-mères, ainsi qu'on les appelle. Quelquefois on parvient à opérer la combinaison de deux métaux qui ne s'uniraient pas directement entre eux, au moyen de l'intervention d'un troisième métal. C'est ce qui a lieu avec le mercure et le fer, ainsi que l'ont fait voir MM. Aikin, qui effectuaient cette amalgamation difficile, en unissant préalablement le fer à l'étain ou au zinc.

La ténacité des alliages est généralement, quoique pas toujours, inférieure à celle moyenne des métaux séparément. Une partie de plomb détruira l'état compacte et la ténacité de mille parties d'or. Le laiton, que constitue ainsi une petite proportion de zinc, est plus ductile que le cuivre lui-même; mais lorsqu'il entre dans sa composition un tiers de zinc, il devient cassant.

Dans les cas ordinaires, la pesanteur spécifique fournit une bonne indication, d'après laquelle on peut déterminer la proportion des métaux dans un alliage où ces métaux sont de densités différentes. Mais il a été indiqué, dans quelques ouvrages estimables, un mode erroné de comparaison de la pesanteur spécifique, qui résulterait de quantités données de deux métaux de densités connues, alliés ensemble, en supposant que cela ait eu lieu sans pénétration chimique ou expansion de volume. C'est ainsi qu'il a été avancé, que de l'or et du cuivre étant unis ensemble à poids égaux, la pesanteur spécifique calculée ou mathématique de l'alliage, est le moyen arithmétique des deux pesanteurs spécifiques. Je signalai cette erreur dans un mémoire publié dans le septième numéro du *Journal of Science and the Arts*, où était en-même-temps donnée la règle exacte. Les détails sur ce sujet appartiennent à l'article *pesanteur spécifique;* mais la règle mérite une place ici. La pesanteur spécifique de l'alliage se trouve, en divisant la somme des poids par la somme des volumes comparés à l'eau considérée comme unité; ou, l'on peut établir la règle sous une autre forme, de cette manière : multipliez la somme des poids des deux pesanteurs spécifiques pour le produit être un numérateur, et multipliez chaque pesanteur spécifique par le poids de l'autre corps, en ajoutant ensemble les deux produits pour en former un dénominateur. Le quotient obtenu, en divisant le numérateur par le dénominateur, sera la véritable pesanteur spécifique moyenne calculée; et en lui comparant la pesanteur trouvée par l'expérience, on reconnaîtra s'il y a eu expansion ou condensation de volume dans la combinaison chimique. La pesanteur spécifique de l'or étant 19,36, et celle du cuivre 8,87, ces deux métaux, alliés à poids égaux, donnent, d'après la règle erronée du moyen arithmétique des densités, $\frac{19,36 + 8,87}{2} = 14,11$; tandis que ce moyen, convenablement calculé, n'est que 12,16.

Il est évident, qu'en comparant le premier nombre avec celui de l'expérience, on serait porté à en inférer qu'il s'est opéré une prodigieuse concentration de volume, au-delà de celle qui a réellement lieu.

M. Hatchett observa comme pouvant influer sur la densité des métaux, une circonstance qui pourrait être, *à priori*, considérée comme importante. Lorqu'un barreau d'or était coulé en fonte dans une situation verticale, la densité du métal, à l'extrémité inférieure du barreau d'or, surpassait celle de la partie supérieure dans le rapport de 17,364 à 17,035. En inférera-t-on que le métal fondu est un fluide compressible, ou plutôt, que les molécules passant à l'état solide sous pression, exercent leur attraction de cohésion avec une force accidentelle ? On trouvera à l'article *métal*, un tableau de combinaisons métalliques, et à ceux de chaque métal en particulier, les observations convenables relativement à ses alliages.

ALLOCHROÏTE. Minéral en masse opaque, de couleurs grisâtre, jaunâtre ou rougeâtre : il est rayé par le quartz, mais il fait feu avec le briquet. Il est peu éclatant. Sa cassure est inégale, et ses fragmens sont translucides sur les bords ; sa pesanteur spécifique est de 3,5 à 3,6. Au chalumeau, il se fond en un émail noir opaque. D'après l'analyse de ce minéral par M. Vauquelin, il contient, savoir : silice 35, chaux 30,5, oxide de fer 17, alumine 8, carbonate de chaux 6, oxide de manganèse 3,5. Suivant M. Brogniart, l'allochroïte est infusible sans addition, et elle exige, pour se fondre, un flux, comme du phosphate de soude ou du phosphate d'ammoniaque. Avec ces flux, elle passe par une agréable gradation de couleurs. Elle se couvre d'abord d'une espèce d'émail, qui, en se refroidissant, devient d'un jaune rougeâtre, puis verdâtre, et enfin d'un blanc sale. M. Brogniart représente ce minéral comme étant difficile à casser. Il fut découvert par M. Dandrada, dans la mine de

fer de Virums, près Drammen, en Norwège. Les substances qui l'accompagnent, sont du carbonate de chaux, du protoxide de fer, et quelquefois des grenats.

ALLONGE. On nomme ainsi, en chimie, un vaisseau à double col, renflé dans sa partie moyenne. On le place entre une cornue et un récipient, pour augmenter la longueur du col de la cornue, et l'éloigner d'autant du récipient.

ALLOPHANE. Minéral bleu, et quelquefois de couleurs verte et brune, qui se présente en masse, ou en formes imitatives. Son éclat est vîtreux, sa cassure imparfaitement conchoïde; il est transparent ou translucide sur les bords, médiocrement dur, mais très-facile à casser. Sa pesanteur spécifique est de 1,89. Ce minéral est formé, suivant Stromeyer, de silice 21,92, alumine 32,2, chaux 0,73, sulfate de chaux 0,52, carbonate de cuivre 3,06, hydrate de fer 0,27, eau 41,3. Il devient gélatineux dans les acides. Ce minéral, auquel on donna le nom de *riemannite*, fut trouvé dans la forêt de Thuringe, dans une couche de grauwacke schisteuse.

ALLUVIONS. On donne ce nom, en géologie, à des dépôts récemment formés dans des vallées ou plaines, des débris des montagnes environnantes. Ces dépôts d'alluvion consistent dans du gravier, de la marne, de l'argile, du sable, de la houille brune, du charbon de bois, de fer limoneux et de tuf calcaire. Le gravier et le sable contiennent quelquefois de l'or et de l'étain, s'il en existe des mines dans les montagnes adjacentes; et l'on trouve dans les alluvions d'argile et de sable, du bois pétrifié, et des squelettes d'animaux.

ALOÈS. C'est un suc amer, extrait des feuilles d'une plante qui porte le même nom. On connaît dans le commerce les

extraits de trois sortes d'aloès : l'aloès succotrin, l'aloès hépatique et l'aloès caballin. La première dénomination s'applique à l'espèce la plus pure ; elle nous vient de l'île de Socotora ; l'espèce qui vient après celle-ci pour la qualité s'appelle hépatique, à raison de sa couleur, qui imite celle du foie des animaux ; et la troisième se nomme aloès-caballin, parce qu'on n'en fait usage que pour les chevaux. Ces trois espèces d'aloès sont considérées comme ne différant que dans leur degré de pureté, quoique, d'après leur goût, il soit probable qu'elles peuvent être obtenues, dans quelques cas, de différentes espèces de la même plante. Il est certain, cependant, qu'elles sont toutes les trois préparées, à Morviedro en Espagne, des mêmes feuilles de l'aloès commun. On fait des incisions profondes dans les feuilles, d'où on laisse s'écouler le suc ; et après l'avoir décanté de dessus son sédiment, et fait épaissir au soleil, on le met en vente dans des sacs de cuir, sous le nom d'aloès succotrin. On obtient une quantité additionnelle de suc retiré par pression des feuilles ; et cette quantité décantée de dessus son sédiment, et séchée, est l'aloès hépatique ; enfin, après avoir encore retiré, par une pression plus forte des feuilles, du suc, avec lequel on mêle les sédimens des deux espèces précédentes, on forme l'aloès caballin. La première de ces trois espèces est considérée comme contenant beaucoup moins de résine. Le bon aloès se reconnaît aux principaux caractères suivans : il doit être luisant, moins noir que brun ; d'une couleur jaune, étant coupé ou frotté ; compacte, mais facile à casser ; se dissolvant aisément ; d'une odeur particulière agréable, difficile à décrire, et d'une saveur extrêmement amère.

L'aloès paraît être une combinaison intime d'une matière résino-gommeuse, dans un état d'union tel, qu'en soumettant séparément cette combinaison à l'action de dissolvans aqueux ou spiritueux, ils dissolvent la plus grande partie de l'une et de l'autre substance. On n'a pas déterminé s'il résulte quelque différence dans les propriétés médicinales

de ces dissolutions. Elles sont, l'une et l'autre, purgatives aussi bien que l'aloès en substance; et si l'on en use sans assez de ménagement, leur effet est d'échauffer et de provoquer les hémorroïdes.

M. Braconnot annonce avoir découvert dans l'aloès un principe particulier, semblable à celui de l'*amer résineux*, trouvé par M. Vauquelin dans beaucoup d'écorces fébrifuges. Le suc, récemment obtenu des feuilles de l'aloès, a la propriété d'absorber l'oxigène, et devient d'une belle couleur pourpre à employer dans la peinture.

ALUDEL. Le procédé de sublimation diffère de celui de distillation dans la nature de ses produits, qui, au-lieu de se condenser en un liquide, prennent l'état solide; et, par conséquent, la forme des récipiens peut être très-différente. Ces récipiens, pour les sublimés, sont de la nature de cheminées, dans lesquelles les produits élastiques se condensent et adhèrent à leur surface intérieure. Il est évident que le chapiteau d'un alambic servira très-bien pour recevoir et condenser ceux des sublimés qui ne sont pas très-volatils. Les anciens chimistes, dont les notions sur la simplicité d'opérations ne furent pas toujours des plus parfaites, imaginèrent de faire usage d'un certain nombre de chapiteaux semblables, placés l'un au-dessus de l'autre, et se communiquant de l'un à l'autre par un trou pratiqué à la partie supérieure de chacun d'eux, et recevant chacun le col du chapiteau immédiatement au-dessus. Ces chapiteaux ne différaient de ceux ordinaires des alambics qu'en ce qu'ils n'avaient point de bec ou tube; et pour les cas où l'on s'en servait ainsi, on les appela aludels. On en voit à peine actuellement dans les laboratoires de chimie, parce qu'on peut y opérer avec des instrumens d'une plus grande simplicité, pourvu qu'on ait soin d'avoir égard à la chaleur et à d'autres circonstances.

ALUMINE. C'est l'une des terres primitives, qui, comme constituant le principe plastique de toutes les argiles, glaises

et terres bolaires, fut appelée autrefois argile ou terre argileuse, mais qui, aujourd'hui, retirée dans son plus grand état de pureté de l'alun, a reçu le nom d'alumine. On la regarda comme une substance simple, jusqu'à l'époque où les importantes découvertes électro-chimiques de sir Humphry Davy le portèrent à penser qu'elle était, ainsi que la baryte et la chaux, un oxide métallique.

L'alumine native la plus pure se trouve dans les pierres orientales, le saphir et le rubis; elles consistent entièrement en cette terre unie à une petite portion de matière colorante. Les argiles à porcelaine natives, ou kaolins, quoique blancs et tendres, ne peuvent néanmoins jamais être regardés comme de l'alumine pure. Ils contiennent, pour l'ordinaire, au-moins la moitié de leur poids de silice, et souvent encore d'autres terres. Pour obtenir l'alumine pure, on fait dissoudre de l'alun dans vingt fois son poids d'eau, et on y ajoute un peu d'une solution de carbonate de soude, afin de séparer le fer qui peut se trouver présent. On verse alors la liqueur surnageante dans une certaine quantité d'ammoniaque liquide, en ayant soin de ne pas ajouter plus de dissolution d'alumine qu'il n'en faut pour saturer l'ammoniaque; celle-ci s'unit avec l'acide sulfurique de l'alun, et la base terreuse de ce sel est séparée sous forme d'une masse blanche spongieuse. Il faut ensuite la jeter sur un filtre, la laver, ou, comme le disaient les anciens chimistes, l'édulcorer par des affusions d'eau successives, et la faire sécher. Si l'on prend, au-lieu d'alun ordinaire, de l'alun à base d'ammoniaque, la calcination simple suffit pour en chasser l'acide et l'alcali, et l'alumine reste pure.

L'alumine préparée par le premier procédé, est blanche, pulvérulente, douce au toucher, happe à la langue, et forme dans la bouche une pâte douce et sans gravier; elle est insipide, inodore, et ne produit aucun changement sur les couleurs végétales; elle est insoluble dans l'eau; mais elle se mêle avec ce liquide dans toute proportion, et en retient une partie

avec une force considérable. Elle est infusible à la plus forte chaleur de nos fourneaux, qui lui font seulement éprouver une diminution de volume, et lui donnent par conséquent de la dureté; au chalumeau oxi-hydrogéné elle se fond en petite quantité. Sa pesanteur spécifique est 2,000 à l'état de poudre; mais par l'ignition elle est augmentée.

Toute analogie porte à croire que l'alumine renferme un métal particulier, auquel on a donné le nom d'aluminium. Sir H. Davy rendit le premier cette opinion évidente par ses recherches électro-chimiques. Un morceau de fer électrisé négativement par une forte batterie, ayant été fondu en contact avec de l'alumine pure, il se forma un globule plus blanc que le fer pur, qui faisait lentement effervescence dans l'eau, et s'y recouvrait d'une couche blanche. Sa dissolution dans l'acide muriatique, décomposée par un alcali, produisit de l'alumine et de l'oxide de fer. En faisant passer du potassium en vapeur, à travers de l'alumine chauffée au blanc, la plus grande partie du potassium fut convertie en potasse, qui, avec la portion d'alumine non décomposée, forma une masse cohérente, dans laquelle on distinguait de nombreuses particules grisâtres, d'un éclat métallique. Celles-ci, chauffées à l'air, devenaient blanches, et faisaient lentement effervescence dans l'eau. Dans une expérience semblable, faite par ce même savant chimiste, il obtint, en soumettant l'alumine à une forte chaleur rouge, une masse qui prit feu spontanément par son exposition à l'air, et qui faisait dans l'eau une violente effervescence. Cette masse était probablement un alliage d'aluminium et de potassium. La conversion du potassium en son deutoxide, la potasse sèche, par le moyen de l'alumine, démontre la présence de l'oxigène dans cette terre. En la considérant comme un oxide, sir H. Davy pense que son oxigène et sa base sont l'un à l'autre dans le rapport de 15 à 33, ou de 10 à 22; il paraîtrait, d'après cela, que le nombre proportionnel de l'alumine serait $1,0 + 2,2 = 3,2$.

Mais l'analyse du sulfate d'alumine, par M. Berzelius, paraît indiquer 2,136, comme la quantité de cette terre qui s'unit à 5 de l'acide; d'où il résulte, que l'aluminium serait représenté par 2,136 — 1 = 1,136. Nous ferons voir tout-à-l'heure que ces analyses peuvent se concilier avec le nombre 3,2 donné par Davy; et conséquemment l'aluminium aura pour nombre équivalent 2,2.

L'alumine à laquelle l'ignition a fait perdre son pouvoir plastique, peut le recouvrer, en la faisant dissoudre dans un menstrue acide ou alcalin, et en la précipitant de nouveau. Dans cet état, elle est appelée un hydrate; car séchée à la chaleur de l'eau bouillante, elle retient encore beaucoup d'eau, et ressemble, par conséquent, dans sa composition, à la wavellite, beau minéral, consistant presqu'entièrement en alumine unie à 28 pour cent d'eau. L'alumine est répandue avec profusion dans la nature; c'est un des principes constituans de tous les sols et de presque toutes les roches; c'est la base de la porcelaine, des poteries, des briques et des creusets. On met à profit sa grande affinité pour la matière colorante végétale, dans la préparation des laques, ainsi que dans l'art de la teinture et de l'impression en calicot. Les combinaisons natives d'alumine constituent la terre à foulon, les ocres, les bols, les terres à pipe, etc.

ALUMINE (SELS D'). Ces sels ont les caractères généraux suivans:

1. Ils sont, pour la plupart, solubles dans l'eau, et leurs dissolutions ont une saveur douceâtre acerbe.

2. L'ammoniaque en précipite la base terreuse, même lorsqu'ils ont été préalablement acidulés par l'acide muriatique.

3. A une forte chaleur rouge, ils abandonnent une partie de leur acide.

4. Le phosphate d'ammoniaque y produit un précipité blanc.

5. L'hydriodate de potasse y occasionne un précipité floconneux de couleur blanche, qui passe au jaune permanent.

6. Ils ne sont point affectés par l'oxalate d'ammoniaque, l'acide tartrique, le ferro-prussiate de potasse, ou la teinture de noix de galle; les deux premiers réactifs peuvent les faire distinguer de l'yttria, et les deux derniers de cette terre et de la glucine.

7. Si l'on ajoute du bisulfate de potasse à une dissolution d'un sel d'alumine, modérément concentrée, il s'y formera des cristaux octaèdres d'alun.

Acétate d'alumine. On peut former directement ce composé, en faisant digérer de l'acide acétique *fort* sur de l'alumine récemment précipitée, le vinaigre d'une force ordinaire agissant à-peine sur la terre. Mais on prépare rarement ce sel par ce moyen. On se le procure en grandes quantités pour l'usage des imprimeurs en calicot, en décomposant l'alun par l'acétate de plomb; ou d'une manière plus économique, avec de l'acétate de chaux liquide, d'une densité d'environ 1,050. On en emploie alors 3 litres et demi, équivalant à environ 226 grammes d'acide acétique sec, pour décomposer 1246 grammes d'alun. Il se forme, par double décomposition, du sulfate de chaux, qui se précipite, et de l'acétate d'alumine, qui reste en dissolution. La proportion d'alun est bien au-delà de la quantité équivalente, et par conséquent la pesanteur spécifique du liquide se trouve augmentée par l'excès de sel; elle est ordinairement de 1,080. En l'évaporant avec ménagement, il s'y forme des cristaux capillaires, qui tombent rapidement en déliquescence. M. Gay-Lussac a fait sur la dissolution de ce sel quelques observations curieuses. Lorsqu'elle a été préparée avec des dissolutions saturées à froid d'alun et d'acétate de plomb, et qu'elle n'est conséquemment que peu concentrée, elle commence à se troubler si on la chauffe à 50° centigr.; et à la température de l'ébullition, il se précipite environ la moitié du sel, qui se redissout à mesure que le liquide

refroidit. On prévient cette précipitation, qui serait nuisible dans l'impression en calicot, par une addition d'un excès d'alun qui est d'un très-bon emploi dans la pratique. M. Gay-Lussac pense, que ce phénomène a beaucoup d'analogie avec la coagulation de l'albumine par la chaleur, qui sépare les particules d'eau et de matière solide, et les porte hors de leur sphère d'activité. C'est probablement dans ce cas un sous-acétate qui se précipite, comme celui qu'on obtient en séchant les cristaux. L'analyse de l'acétate d'alumine par Wenzel donne 73,81 d'acide et 26,19 de base dans 100 parties. Si nous le supposons consister, ainsi que le sulfate, en 3 proportions d'acide, unies à 2 d'alumine, nous aurons pour proportions équivalentes, 20 d'acide sec + 6,4 terre ou 75,8 + 24,2 = 100. Comme l'alun contient, en nombres ronds, environ $\frac{1}{9}$ de base terreuse, les 226 grammes d'acide acétique réel, contenus dans les 3 litres et demi d'acide, n'exigeraient environ que 1057 grammes d'alun pour leur décomposition. L'excès employé est tout-à-fait inutile.

L'affinité n'est que très-faible entre les élémens de ce sel; c'est pourquoi l'attraction de la fibre de coton pour l'alumine, favorisée par une chaleur modérée, est suffisante pour le décomposer.

Les sels d'alumine suivans sont insolubles dans l'eau : Arseniate, borate, phosphate, tungstate, mellate, sachlactate, lithate, malate, camphorate. L'oxalate est incristallisable; il consiste en 56 acide et eau + 44 alumine. Le tartrate ne cristallise pas; mais le tartrate de potasse et d'alumine est remarquable, en ce qu'il ne produit, d'après M. Thénard, aucun précipité par les alcalis ou les carbonates alcalins. Le surgallate forme des cristaux. Il paraît qu'il n'existe pas de carbonate sec. Il existe un surnitrate qui cristallise très-difficilement : sa densité est de 1,645; une chaleur modérée en dégage l'acide. Le muriate se prépare aisément en faisant digérer de l'acide muriatique sur de l'alumine en gelée; il est incolore, astringent, déliquescent,

incristallisable ; il rougit le tournesol, et forme par l'évaporation une masse gélatineuse : l'alcool à 15° centig. dissout la moitié de son poids de ce sel ; une chaleur d'un rouge obscur sépare l'acide de l'alumine : il est formé, suivant Bucholz, sur 100 parties, de 29,8 acide, 30,0 base et 40,2 eau.

Sulfate d'alumine. Ce sel existe sous plusieurs modifications. On se procure aisément le sulfate simple, en faisant digérer de l'acide sulfurique sur de l'argile pure ; le sel ainsi formé cristallise en plaques minces, douces au toucher, avec éclat nacré. Sa saveur est astringente, et il est assez soluble dans l'eau pour ne pouvoir cristalliser qu'avec difficulté. Chauffé à une chaleur modérée, l'eau s'en dégage d'abord, et ensuite l'acide lui-même, si la température est poussée plus loin. M. Berzelius a choisi ce sel pour déterminer le nombre proportionnel de l'alumine. Il considère le sulfate sec comme composé de 100 parties d'acide sulfurique unies à 42,722 de terre, ce qui donne 21,36 pour le nombre équivalent de l'alumine, en prenant l'oxigène pour 10, et admettant que le sel est formé d'un atôme de chacun de ses élémens. Mais si nous le regardons comme composé de 3 atômes d'acide et 2 de base, nous trouverons 32,0 pour son nombre proportionnel. L'on verra à l'article suivant, ALUN, la raison qui porte à donner la préférence à ce dernier.

ALUMINITE. La couleur de ce minéral est le blanc de neige ; il est mat, opaque : sa cassure est terreuse, fine ; sa raclure est brillante. On le trouve en petits morceaux réniformes, qui sont doux au toucher, et adhèrent faiblement à la langue. Sa pesanteur spécifique est de 1,67.

Il consiste en acide sulfurique.	19,25
Alumine.	32,50
Eau.	47,00
Silice, chaux et oxide de fer.	1,25
	100,00

Composition qui peut être représentée exactement par

2 proportions d'acide. .	10	=	20
5 alumine.	16	=	32
21 eau.	23,6	=	47, 2
Matière étrangère. .	0,4	=	0, 8
	50,0		100,00

La conversion de cette substance en alun s'explique aisément. Lorsque les trois proportions qui forment le bisulfate de potasse viennent à agir, elles déplacent précisément trois proportions (ou atômes) d'alumine, et il s'ajoute en-même-temps deux proportions d'eau par la grande affinité du bisulfate pour les particules de ce liquide.

Cette mine d'alun se trouve principalement dans les couches d'alluvion, aux environs de Halle, en Saxe.

ALUN. Ce sel important a été l'objet d'innombrables recherches, sous le rapport de sa fabrication et de sa composition. Il est produit à l'état natif, mais en très-petites quantités, et encore se trouve-t-il mêlé avec des substances étrangères. Il vient effleurir sous diverses formes à la surface des mines, pendant la calcination; mais on ne le rencontre que rarement cristallisé. La plus grande partie de ce sel est le produit de l'art, et on l'extrait de différens minéraux appelés mines d'alun; tels sont: 1.° l'argile sulfurée. Ce minéral est la base de la plus pure de toutes les mines d'alun, savoir, celle de la Tolfa, près Civita-Vecchia, en Italie; il est blanc, compacte, et aussi dur que l'argile endurcie : ce qui lui a fait donner le nom de *pierre alumineuse*. Il est insipide et farineux : 100 parties contiennent au-delà de 40 de soufre et 50 d'argile, une petite quantité de potasse et un peu de fer. Bergman assure qu'il est formé, sur 100 parties, de 43 de soufre, 35 d'argile, et 22 de terre siliceuse. On commence par torréfier la mine, afin d'acidifier le soufre, qui, agissant ensuite sur l'argile, forme de l'alun.

2.° L'argile pyriteuse que l'on trouva à Schwemsal en Saxe, à

la profondeur de dix ou douze pieds. C'est une substance noire et dure, mais cassante, formée d'argile, de pyrite et de bitume. On la laisse exposée à l'air pendant deux années; par ce moyen, les pyrites sont décomposées, et il se forme de l'alun. Les mines d'alun de Hesse et de Liége sont de cette espèce; mais on y commence par torréfier le minerai, ce qui, dit-on, est une mauvaise méthode.

3.° Le schiste alumineux contient, en proportion variable, du pétrole et des pyrites intimément mêlées avec lui. Quand celles-ci s'y trouvent en trop grande quantité, on rejette la mine comme contenant trop de fer. Bergman a très-convenablement fait connaître qu'en y ajoutant une certaine proportion d'argile, on pouvait en tirer un bon parti pour la production de l'alun. Mais si le pétrole y est trop dominant, il faut alors la torréfier. Les mines de Becket en Normandie et celles de Whitby dans le Yorkshire, sont de cette espèce.

4.° La mine alumineuse volcanique. Telle est celle de la Solfatare aux environs de Naples. Elle est sous forme d'une masse saline blanche, après qu'elle s'est effleurie à l'air, où même elle se présente sous forme de pierres.

5.° La mine d'alun bitumineuse, aussi appelée schiste bitumineux, est sous forme d'un schiste, imprégné de matière huileuse où de bitume, au point d'être rendue inflammable. On la trouve en Suède, ainsi que dans les mines de houille de Whitehaven, et en d'autres endroits.

M. Chaptal a formé en grand de l'alun, au moyen de ses principes constituans. Pour cet objet, il fit construire une chambre de 84 pieds de long, 44 de large, et 29 dans sa plus grande élévation. Les murs de côté, de maçonnerie ordinaire, étaient recouverts d'une couche de plâtre assez épaisse; le sol était un pavé de briques noyé dans un mélange d'argile calcinée et d'argile crue; et ce pavé était recouvert d'un second, pour couper et couvrir les joints du premier; les briques de ce second pavé, au-lieu d'être noyées dans un mélange comme celui formé pour le premier, l'étaient dans une couche de mastic, composé de parties égales de poix-

résine, de térébenthine et de cire, que l'on appliquait chaud, après l'avoir fait bouillir jusqu'à ce qu'il cessât de se gonfler. Le toit de la chambre était en bois ; mais les poutres, très-rapprochées entre elles, offraient, dans le sens de leur longueur, des rainures dans lesquelles s'enchâssaient les planches remplissant l'intervalle entre les poutres, de sorte que le tout se tenait sans un seul clou. Enfin, toute la partie intérieure était enduite de trois ou quatre couches successivement appliquées du mastic dont la première couche devait être appliquée aussi chaude que possible, et le toit fut verni de la même manière à l'intérieur et à sa surface extérieure. Après avoir réduit en pâte avec de l'eau, des argiles les plus pures et les plus blanches, on en façonne des boules d'environ un demi-pied de diamètre, qu'on calcine dans un fourneau; lorsqu'elles en sont extraites, on les concasse, et l'on en forme une couche sur le sol. On brûle alors dans la chambre une proportion convenable de soufre, de même qu'on le fait pour l'acide sulfurique, et les fragmens d'argile calcinée s'imbibant de cet acide à mesure qu'il se forme, commencent, au bout de peu de jours, à se gercer, à s'ouvrir, et se couvrent à leur surface d'une efflorescence de sulfate d'alumine. Lorsque la terre est complètement effleurie, on la retire de la chambre, et on l'expose pendant quelque temps sous un hangar ouvert, afin qu'elle puisse se pénétrer plus intimement de l'acide; après quoi on la lessive et on fait cristalliser à la manière ordinaire. Le mastic remplace, dans ce procédé, le plomb d'une manière très-convenable; et suivant M. Chaptal, cette substitution équivaudrait à une diminution dans le prix de ce métal, qui le ferait revenir à trois liards la livre.

Curaudan a dernièrement recommandé le procédé suivant, pour fabriquer l'alun sans évaporation. 100 parties d'argile et 5 de muriate de soude sont mises à l'état de pâte avec de l'eau et pétries en pains, dont on remplit un four à réverbère où l'on entretient un feu vif pendant deux heures. On les réduit ensuite en poudre que l'on met dans une grande

caisse de plomb peu profonde, et l'on y ajoute peu-à-peu de l'acide sulfurique, jusqu'au quart du poids de la poudre, en ayant soin de bien remuer le mélange à chaque addition. Dès que tout dégagement d'acide muriatique a cessé, on verse dans le liquide une quantité d'eau égale à celle de l'acide employé, et l'on remue de nouveau. Quand la chaleur est diminuée, on ajoute une nouvelle portion d'eau, et ainsi de suite successivement et par petites parties à-la-fois, jusqu'à ce qu'on ait mis dans le liquide huit ou dix fois autant d'eau qu'il y avait été ajouté d'acide. Le tout bien déposé, on décante la liqueur claire dans des vaisseaux de plomb, et l'on verse sur le sédiment une quantité d'eau égale au liquide enlevé; on mêle les deux liqueurs, et l'on y ajoute une dissolution de potasse telle, que l'alcali qui s'y trouve soit égal au quart du poids de l'acide sulfurique. On peut aussi faire usage du sulfate de potasse; mais alors on doit prendre deux fois autant de ce sel qu'il aurait fallu d'alcali. Au bout de quelque temps, la liqueur en refroidissant donne des cristaux d'alun qui s'élèvent à trois fois le poids de l'acide employé. On raffine cet alun en le faisant dissoudre dans la plus petite quantité possible d'eau bouillante. Le résidu peut être lavé avec une plus grande quantité d'eau, que l'on emploie dans la suite du procédé pour lessiver de nouvelles portions des ingrédiens.

Comme l'eau-mère contient encore de l'alun avec du sulfate de fer à un haut degré d'oxidation, elle est d'un très-bon usage pour la fabrication du bleu de Prusse. Cette manière de former l'alun est particulièrement avantageuse aux manufacturiers de bleu de Prusse, en ce qu'ils peuvent à-la-fois calciner leurs argiles et leurs matières animales, sans aucune augmentation de dépense; dans ce cas, ils n'ont pas besoin d'ajouter de la potasse, et la présence du fer, au-lieu d'être nuisible, est d'un grand avantage. S'ils désirent fabriquer de l'alun pour le vendre, ils doivent alors employer la dissolution de sulfate de potasse provenant du lavage de leur bleu de Prusse, au-lieu d'eau pure, pour

dissoudre la combinaison d'alumine et d'acide sulfurique.

Les résidus des distillateurs d'eau-forte sont encore applicables aux mêmes procédés, comme contenant l'alumine et la potasse requises; il n'est besoin que de les réduire en poudre, les arroser avec de l'acide sulfurique, et lessiver avec de l'eau, suivant la manière ci-dessus indiquée. Les eaux-mères de ces aluns sont encore propres à la fabrication du bleu de Prusse. Comme les résidus des eaux-fortes contiennent une proportion de potasse surabondante, il y aura de l'avantage à y ajouter un huitième de leur poids d'argile calcinée.

La plus grande manufacture d'alun de la Grande-Bretagne est celle de Hurlett, près Paisley, dans les possessions du Comte de Glasgow. Après elle doit être citée celle de Witby, dont M. Winter a publié, dans le 25.e volume du Journal de Nicholson, une description détaillée d'un haut intérêt. Le lit de schiste alumineux a environ 29 milles (environ 46 kilomètres) d'étendue, et il est recouvert par des couches de terrain d'alluvion, de grès, de pierres ferrugineuses, de coquilles et d'argile. Le schiste alumineux s'y trouve généralement disposé en lames horizontales. La partie supérieure de la roche est la plus abondante en soufre, de telle sorte qu'un yard cube (l'yard est de 3 pieds anglais, ou 0,914 m) pris au sommet du lit, est cinq fois plus riche que celui pris à cent pieds au-dessous.

Si l'on met en tas une certaine quantité de ce schiste, et qu'on l'humecte avec de l'eau de mer, il prend feu spontanément et continue de brûler jusqu'à ce que toute la matière inflammable soit consumée. Sa couleur est le gris bleuâtre; sa pesanteur spécifique est 2,48. Il cède son principe bitumineux à l'alcool. L'acide muriatique précipite une grande quantité de silice, lorsqu'il a été préalablement fondu avec un alcali.

La dépense occasionnée par le creusage et le transport à une distance de 200 yards d'un pied cube de roche schisteuse, est d'environ six sous et demi d'Angleterre; et un

homme peut gagner de 2 shell. 6 d. à 3 schellings par jour (de 2 f. 50 c. à 3 f. 50 c.). La roche, réduite en petits morceaux, est étendue sur un lit horizontal de broussailles, etc. Après qu'on en a ainsi disposé environ 4 pieds de hauteur, on met le feu à la partie inférieure, et l'on ajoute successivement de nouveaux morceaux de roche sur la pile. On continue de cette manière, jusqu'à ce que le tas calciné se soit élevé jusqu'à 90 ou 100 pieds. Son aire horizontale a été pareillement agrandie par degrés pendant le même temps; de sorte que le tout forme un grand lit d'environ 200 pieds carrés, et d'environ 100,000 yards de mesurage solide. On ralentit la rapidité de la combustion en bouchant les crevasses avec des morceaux de schiste humecté; mais malgré cette précaution, il se dissipe une grande quantité d'acides sulfurique ou sulfureux. 130 *tons* (environ 130000 kilogr.) produisent, terme moyen, environ 1 *ton* (1000 kil.) d'alun, résultat déduit d'une moyenne prise sur 150000 tons (150000000 kilogrammes).

Le minéral, après sa calcination, est mis en digestion avec de l'eau, dans des fosses qui contiennent ordinairement 60 yards cubes; après séjour convenable, on fait écouler le liquide dans des citernes, d'où on le reporte, à l'aide de pompes, sur une nouvelle quantité de *mine* calcinée; l'on répète ces opérations jusqu'à ce que la liqueur ait acquis une pesanteur spécifique de 1,15. On recouvre alors d'eau tout le schiste ainsi épuisé, afin d'enlever ce qui peut y être resté de matière soluble. La liqueur forte est conduite dans des réservoirs, où le sulfate de chaux, le fer et la terre se déposent. Dans quelques établissemens, on fait bouillir le liquide, ce qui favorise la purification. On le met alors dans des vaisseaux de plomb de 10 pieds de long, 4 pieds 9 pouces de large, 2 pieds 2 pouces de profondeur à l'une des extrémités, et 2 pieds 8 pouces à l'autre, inclinaison qui permet de les vider aisément.

On concentre dans ces vaisseaux la liqueur, à la chaleur de l'ébullition, et tous les matins on la verse dans des

recettes, où l'on ajoute une dissolution de muriate de potasse, soit celui, assez pur, de la fabrique, soit à l'état brut, et formé au moyen des écumes des savonniers. La quantité de muriate nécessaire est déterminée par une expérience préalable faite dans un bassin, et les ouvriers se guident dans cette opération au moyen de l'hydromètre. Par cette addition, la liqueur qui avait acquis par la réduction une pesanteur spécifique de 1,4 ou 1,5, est ramenée à 1,35. Après qu'on l'a laissée reposer pendant deux heures, on la fait écouler dans les rafraîchissoirs, et cristalliser. Si la liqueur avait une densité supérieure à 1,35, au-lieu de cristalliser, elle ne produirait, en se refroidissant, qu'un magma solide, ressemblant à de la graisse; quelquefois on y ajoute de l'urine pour l'amener à la pesanteur spécifique convenable.

Lorsque les liqueurs ont reposé pendant quatre jours, on décante les eaux-mères, afin de les réintroduire dans les chaudières le jour suivant; on lave les cristaux d'alun dans une cuve; et après les avoir fait sécher, on les met dans une chaudière de plomb, avec autant d'eau qu'il convient pour en faire une dissolution saturée au point de l'ébullition; quand elle est effectuée, on la fait écouler dans des tonneaux; et, au bout de dix ou seize jours, on les défonce et on les met à part. L'alun se trouve extérieurement sous la forme d'un gâteau solide; mais, dans la cavité intérieure, il est en beaux cristaux pyramidaux formés par des octaèdres implantés successivement les uns sur les autres. Ce dernier procédé est appelé fabrication en roche. D'après M. Winter, 22 de muriate de potasse produisent 100 d'alun, qui équivalent à 31 de cendres noires des savonniers, ou à 73 de Kelp, ou Caillesis. Quand il existe beaucoup de fer dans la mine d'alun, le muriate alcalin donne naissance, par sa décomposition, à un muriate de fer incristallisable. L'alun fabriqué par la méthode précédente, est un sur-sulfate d'alumine et de potasse. Il existe un autre alun qui ressemble en tout à celui-ci, et qui est un sur-sulfate d'alumine et d'ammoniaque. Ils cristallisent l'un

et l'autre en octaèdres réguliers formés par deux pyramides à quatre pans opposées base à base. L'alun a une saveur douceâtre astringente. Sa pesanteur spécifique est d'environ 1,71; il rougit les couleurs bleues végétales; il se dissout dans 16 parties d'eau à 15° centigrades, et dans les ¾ de son poids d'eau bouillante. Il s'effleurit à la surface par son exposition à l'air; mais l'intérieur n'éprouve aucune altération. A une douce chaleur, son eau de cristallisation suffit pour le fondre; en augmentant la température, il se gonfle et abandonne jusqu'à 45 pour 100 de son poids d'eau. Le résidu spongieux est appelé alun calciné ou brûlé, et est employé par les chirurgiens comme escarotique. Une chaleur violente en sépare une grande portion de son acide.

M. Berzelius a fait l'analyse de l'alun de la manière suivante: 1.° 20 grammes d'alun pur chauffé à la lampe à esprit de vin, perdirent 9 parties, ce qui donne 45 pour 100 d'eau. Le sel sec fut redissous dans l'eau, et son acide précipité par le muriate de baryte. Le sulfate obtenu, séché au rouge, pesait 20 parties : ce qui indique dans 100 parties 34,3 d'acide sulfurique sec; 2.° dix parties d'alun furent dissoutes dans l'eau et mises en digestion avec un excès d'ammoniaque; on obtint 10,67 pour 100 d'alumine bien lavée et séchée au rouge : dans une seconde expérience, on trouva 10,86 pour 100; 3.° dix parties d'alun, dissoutes dans l'eau, furent mises en digestion avec du carbonate de strontiane, jusqu'à ce que la terre fût complètement séparée. Le sulfate de potasse, après calcination, pesait 1,815, correspondant à 0,981 de potasse, ou 9,81 pour 100 parties.

L'alun consiste donc en

Acide sulfurique. . .	34,33
Alumine.	10,86
Potasse.	9,81
Eau.	45,00
	100,00

ou Sulfate d'alumine. . .	36,85
Sulfate de potasse. . .	18,15
Eau.	45,00
	100,00

L'analyse donnée par M. Thénard, *Ann. de Chimie*, vol. 59, coïncide parfaitement avec celle de M. Berzelius, dans la quantité du sulfate de baryte obtenu. De 490 parties d'alun, il recueillit 490 parties du sel barytique chauffé au rouge; mais l'alumine se trouvait en plus grande proportion et s'élevait à 12,54 pour 100, et celle du sulfate de potasse y était moindre et seulement de 15,7 pour 100.

Le docteur Thomson regarde l'alun comme un composé de 3 atômes de sulfate d'alumine, 1 atôme de sulfate de potasse et 23 atômes d'eau, de la manière suivante:

Sulfate d'alumine. . .	36,70
Sulfate de potasse. . .	18,88
Eau.	44,42
	100,00

Mais M. Vauquelin, dans sa dernière analyse, a trouvé 48,58 d'eau; et celle de M. Thénard donnerait pour ses élémens,

34,23	Acide sec.
7,14	Potasse.
12,54	Alumine.
46,09	Eau.
100,00	

On doit observer que l'analyse du professeur Berzelius coïncide avec la supposition que l'alun contient

4	atômes	d'acide sulfurique. =	20	34,36
2	—	d'alumine. . . . . =	6,4	11,00
1	—	potasse. . . . . . =	6,0	10,30
23	—	eau. . . . . =	25,8	44,34
			58,2	100,00

Si nous rectifions l'erreur qui, dans l'analyse de M. Vauquelin, provient d'une mauvaise évaluation du sulfate de baryte, son résultat sera aussi d'accord avec le précédent. L'alun diffère donc du sulfate simple d'alumine ci-dessus décrit, qui consistait en trois proportions d'acide et deux de terre, en ce qu'il contient particulièrement une proportion de sulfate de potasse. Il est probable que tous les sels alumineux ont une composition semblable. Il faut remarquer de plus, que le nombre 34,36 qui résulte du calcul théorique est, d'après les observations de M. Gilbert sur l'expérience de M. Berzelius, la quantité exacte de l'acide sec contenue dans 100 de sulfate de baryte, d'après une nouvelle analyse de ce sel, qui donne 9,57 pour nombre équivalent de la baryte.

Si l'on soupçonnait dans l'alun la présence de l'ammoniaque, on pourrait l'y découvrir et en estimer la quantité, en mêlant de la chaux vive avec la dissolution saline, et exposant le mélange à la chaleur dans une cornue en communication avec un appareil de Woulf. L'eau dans laquelle est reçue l'ammoniaque étant ensuite saturée par un acide, et évaporée à siccité, indiquera, par le poids du résidu, la quantité d'ammoniaque pure contenue dans l'alun. On peut aussi rencontrer une variété d'alun qui renferme à-la-fois de la potasse et de l'ammoniaque; cette variété se présente en particulier dans les aluns lorsqu'on a employé dans leur fabrication l'urine en-même-temps que le muriate de potasse. Si l'on fait agir sur l'un ou l'autre de ces bisulfates d'alumine et de potasse en dissolution dans l'eau, de l'alumine en gelée, il se forme un sel neutre, qui se précipite, et est presque insoluble dans l'eau.

Lorsque de l'alun réduit en poudre est mêlé avec de la farine ou du sucre, et qu'on calcine le mélange, il en résulte ce que l'on nomme le pyrophore de Homberg.

M. Winter a annoncé le premier, qu'on pouvait faire une autre variété d'alun, en employant la soude au-lieu de la

potasse. Ce sel, qui cristallise en octaèdres, a été obtenu par M. W. Wilson, dans le laboratoire de M. Hurlett, en faisant agir le bisulfate d'alumine sur le muriate de soude pur. Il est extrêmement difficile à produire, et s'effleurit comme le sulfate de soude.

La seule substance étrangère qui puisse nuire à l'alun est le sulfate de fer; on y reconnaît sa présence par le ferro-prussiate de potasse. M. Thénard recommande, pour l'en débarrasser sans frais, de dissoudre l'alun dans l'eau bouillante, et d'agiter la dissolution avec des baguettes à mesure qu'elle refroidit; par ce procédé, le sel est réduit en une poudre fine grenue qui, lavée à l'eau froide à deux ou trois reprises, et ensuite séchée, fournit de l'alun parfaitement pur. (Pour une manière très-avantageuse de concentrer en grand les liqueurs d'alun, ainsi que d'autres dissolutions salines, *v.* ÉVAPORATION.)

M. Wilson, de Dublin, a proposé la dissolution d'oxymuriate d'alumine, ou le chlorure, comme préférable à la solution de chlore, pour produire la teinture rouge d'Andrinople. Il prépare cet oxymuriate en ajoutant à une dissolution d'oxymuriate de chaux d'une densité de 1,060, de la dissolution d'alun d'une pesanteur spécifique de 1,100, tout aussi long-temps qu'il s'y forme un précipité. Le liquide clair doit être enlevé de dessus le précipité, et conservé dans des vases fermés. Il dit que cette préparation n'attaque point les tissus, et n'incommode point les ouvriers, comme le fait la liqueur de chlore. (*Annals of Philosophy*, vol. VIII.)

On fait un grand usage de l'alun dans beaucoup de manufactures. Quand on l'ajoute au suif, il le rend plus dur. Les balles des imprimeurs, et les billots ou moules dont on fait usage dans l'impression en calicot, sont frottés avec de l'alun calciné, afin d'en enlever toute substance graisseuse qui pourrait y adhérer, et empêcher l'encre ou la couleur d'y prendre. Le bois, trempé dans une dissolution d'alun suffisamment concentrée, ne prend feu que difficilement, et il en est de même du papier qu'on y a plongé, qui par là est rendu plus propre

à la conservation de la poudre à canon, et qui de plus n'est pas hygrométrique. Le papier imprégné d'alun est utile pour blanchir l'argent, et pour argenter le laiton sans employer la chaleur. L'alun, mêlé avec le lait, favorise la séparation du beurre; ajouté en très-petite quantité à de l'eau trouble, il la rend en très-peu d'instans parfaitement limpide, sans lui communiquer aucune saveur ou qualité mauvaise; tandis que l'acide sulfurique lui donne une acidité très-sensible, et ne précipite pas si vîte ou si bien le mélange terreux qui la rend opaque, ainsi que je l'ai éprouvé souvent. L'alun est employé dans la confection du pyrophore, dans le tannage, dans plusieurs autres manufactures, et principalement dans l'art de la teinture, où il est du plus grand et du plus important usage, en nettoyant et ouvrant les pores à la surface de la substance que l'on doit teindre, la rendant propre à recevoir les particules colorantes (qui généralement décomposent l'alun), et en-même-temps fixant la couleur sur elles. Les crayons sont en général formés de la terre d'alun réduite en poudre fine, et colorée suivant les besoins. En médecine, l'alun est employé comme astringent.

AMADOU. C'est une variété du *boletus igniarius*, qu'on trouve sur les vieux frênes et d'autres arbres. On le fait bouillir dans l'eau pour en extraire les parties solubles; puis on le sèche, et on le frappe avec un maillet pour en rendre la texture moins serrée. Il a alors l'apparence d'une peau de daim très-spongieuse. Enfin, on l'imprègne d'une dissolution de nitre, et on le sèche; dans cet état, il est connu sous le nom d'amadou ou de mèche d'Allemagne. C'est une substance dont on fait un grand usage sur le Continent, pour se procurer du feu, soit par la collision du caillou et de l'acier, soit par la condensation subite de l'air dans un briquet pneumatique.

AMALGAME. On donne ce nom aux combinaisons du mercure avec d'autres substances métalliques. (*Voyez* MERCURE.)

AMANDES. Ce fruit de l'amandier consiste principalement dans une huile de la nature des huiles grasses, accompagnée de matière farineuse. L'huile y est tellement abondante et dans un état si peu intime de combinaison ou de mélange avec les autres principes, qu'elle s'obtient par la seule pression, et qu'on en peut faire écouler une partie avec les doigts. Deux kilogrammes d'amandes fournissent, par expression à froid, environ 560 grammes d'huile; et à chaud, environ 280 grammes de plus. Il y a deux espèces d'amandes, les amandes douces et les amandes amères. L'huile qu'on retire des amandes amères est aussi insipide que celle fournie par les amandes douces, toute la matière amère restant dans le vaisseau où elles ont été soumises à l'expression. Cette matière amère est en grande partie soluble, par digestion, dans l'eau et dans les liqueurs spiritueuses; et, par distillation, il en passe une partie avec ces liquides. Les amandes amères sont un poison pour les oiseaux et quelques autres animaux. On a reconnu par expérience, que de l'eau distillée avec des amandes amères, et portée à un certain degré de force, est un poison pour les animaux; et il y a des exemples que des cordiaux spiritueux imprégnés de cette matière amère en étaient un pour l'homme. Il semble en effet, que le principe végétal d'amertume dans les amandes et les noyaux d'autres fruits détruit la vie, lorsqu'il est séparé par distillation de l'huile et de la matière farineuse. L'eau provenant de distillation des feuilles de laurier paraît être de cette nature, et ses effets vénéneux sont bien connus.

Les amandes douces triturées avec de l'eau, forment une émulsion ou lait d'amandes, dont, par le repos, il se sépare une crême épaisse flottant à la surface. On peut faire cailler l'émulsion par la chaleur, ou par addition d'alcool ou d'acides. Le petit-lait contient, suivant M. Proust, de la gomme, de la matière extractive et du sucre; le caillé, après avoir été bien lavé et séché, donne, par expression, de l'huile, et ensuite, par distillation, les

mêmes produits que le fromage. Le petit-lait est un bon délayant.

L'acide prussique ou hydrocyanique est l'ingrédient délétère dans les amandes amères. Le meilleur remède contre ses effets est, après l'émétique, une combinaison de sulfate de fer avec du bicarbonate de potasse.

AMBRE. L'ambre est une substance dure, cassante, insipide, quelquefois parfaitement transparente, mais le plus souvent demi-transparente ou opaque, et à surface luisante; on en trouve de toutes couleurs, mais principalement de jaune ou orangé, et souvent il renferme des feuilles ou des insectes. Sa pesanteur spécifique est de 1,065 à 1,100. Sa cassure est unie et luisante; il est susceptible d'acquérir un beau poli, et il devient électrique par frottement. Quand on le râcle ou qu'on le chauffe, il répand une odeur agréable, et particulièrement quand on le fond, ce qui a lieu à 280° cent.; il perd alors sa transparence. Projeté sur des charbons ardens, il brûle avec une flamme blanche, en émettant une fumée jaunâtre, mais il donne très-peu de suie, et laisse des cendres brunâtres. L'ambre est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, quoique ce dernier, très-rectifié, lui enlève une couleur rougeâtre; il se dissout dans l'acide sulfurique, qui acquiert alors une couleur rouge pourpre, et dont il est séparable par l'addition d'eau. Les autres acides ne le dissolvent point, non plus que les huiles essentielles ou d'expression, à moins qu'il n'ait éprouvé quelque décomposition, ou que la digestion ait été très-prolongée. Les alcalis purs le dissolvent bien. A la distillation, il donne une petite quantité d'eau avec un liquide acéteux, une huile et un acide particulier. (*Voyez* Acide succinique.) L'huile passe d'abord incolore; mais à mesure que la chaleur augmente, elle devient brune, épaisse et empyreumatique. On peut la rectifier par des distillations répétées, ou l'obtenir très-légère et très-limpide, en la mettant

avec de l'eau dans un alambic de verre, comme l'indique Rouelle, et la distillant à une chaleur qui ne soit pas supérieure à 100° centigrades. Cependant, pour la conserver dans cet état, il faut la tenir dans des bouteilles de terre; car, dans des vaisseaux de verre, elle deviendrait colorée par l'action de la lumière.

L'ambre se trouve en abondance en mines régulières dans certaines parties de la Prusse. La partie supérieure se compose de sable, sous lequel est une couche de terre grasse. Sous celui-ci un lit de bois, dont quelques morceaux sont entiers, et d'autres, qui ont conservé toute leur forme, sont changés en une substance bitumineuse. Il y a sous le bois une couche de minerai alumineux dans lequel se trouve l'ambre. Il se dégage quelquefois des crevasses de fortes exhalaisons sulfureuses.

On rencontre aussi quelquefois des morceaux d'ambre détachés, sur les bords de la mer, dans différens pays. On l'a trouvé dans des lits de sable, aux environs de Londres. Il y a, dans le cabinet royal de Berlin, une masse d'ambre du poids de neuf kilogrammes, qui est, à ce qu'on croit, le plus bel échantillon connu. Jussieu assure que les petits insectes que l'on remarque dans l'ambre, prouvent la tranquillité de la formation de cette substance, et n'appartiennent point à l'Europe. M. Haüy a établi entre la mellite et le copal, substances qui ressemblent beaucoup à l'ambre, les distinctions suivantes : la mellite est infusible à la chaleur; un petit fragment de copal, chauffé sur la pointe d'un couteau, prend feu, se fond en gouttes, qui s'aplatissent en tombant; tandis que l'ambre brûle en pétillant et écumant; et quand on en laisse tomber des gouttes liquéfiées sur une surface plane, elles rebondissent. L'origine de l'ambre est jusqu'à présent enveloppée d'une épaisse obscurité, quoique les progrès rapides de la chimie végétale permettent d'espérer qu'on y portera bientôt la lumière. On soumet l'ambre à des opérations frauduleuses, dans la vue d'augmenter sa valeur. Suivant Newman,

on employe principalement, pour la préparation de l'ambre, les deux méthodes suivantes : l'une consiste à entourer l'ambre de sable dans un vaisseau de fer, et à le cimenter, en le tenant à un feu modéré pendant quarante heures; de petits morceaux, qu'on place auprès des parois du vaisseau, et qu'on en retire de temps en temps, servent à faire juger de la marche de l'opération; la seconde méthode qui, dit-il, est le plus généralement pratiquée, consiste à faire bouillir et digérer l'ambre, pendant environ vingt heures, avec de l'huile de navette, qui le rend à-la-fois plus clair et plus dur.

Werner a distingué l'ambre en deux sous-espèces, le blanc et le jaune; mais cette division présente peu d'avantage. Ses élémens sont les mêmes que ceux des végétaux en général, c'est-à-dire, du carbone, de l'oxigène et de l'hydrogène; mais on n'en a point déterminé les proportions.

Dans le second volume de l'*Edimburgh Philosophical Journal*, M. Brewster a donné un exposé de quelques propriétés optiques de l'ambre, d'après lesquelles il regarde comme hors de doute que l'ambre est un *suc végétal endurci*; et que les traces des structures régulières indiquées par son action sur la lumière polarisée, ne sont pas l'effet des lois ordinaires de la cristallisation suivant lesquelles la *mellite* a été formée, mais qu'elles sont produites par les mêmes causes qui déterminent la structure mécanique de la gomme arabique, et de plusieurs autres gommes, que l'on sait être formées par les dépôts successifs et l'endurcissement de fluides végétaux.

L'ambre est aussi employé comme vernis. (*Voyez* VERNIS et HUILE D'AMBRE.)

AMBRE GRIS. L'ambre gris est une substance qui se trouve dans la mer et près des côtes, dans différentes contrées des Tropiques, et qu'on a aussi retirée des intestins du *physeter macrocephalus*, ou baleine *spermaceti*. Comme on ne l'a trouvée que chez des individus morts ou malades,

on suppose généralement que sa production est due à une maladie de l'animal, bien que quelques-uns aient affirmé un peu trop péremptoirement qu'elle est la cause de l'affection morbifique. Comme on n'en a jamais rencontré de morceaux un peu considérables, sans qu'ils fussent mêlés d'une plus ou moins grande quantité d'os de *sepia octopodia*, dont la baleine fait sa nourriture habituelle, empâtés dans sa substance, on ne peut guère douter que l'ambre gris ne prenne son origine dans les intestins de l'animal; car si elle ne faisait simplement que l'avaler par hasard, et qu'alors il en résultât une maladie, on devrait bien plus souvent la voir dépourvue de ces substances étrangères, lorsqu'on la trouve flottante à la surface de la mer, ou jetée sur le rivage.

On rencontre l'ambre gris en morceaux de dimensions très-différentes, généralement en petits fragmens; mais quelquefois ils sont assez considérables pour peser jusqu'à près de cent livres. Lorsqu'on le retire du corps de la baleine, il n'est pas aussi dur qu'il le devient par son exposition à l'air. Sa pesanteur spécifique varie de 780 à 926. Lorsque cette substance est de bonne qualité, elle adhère, comme la cire, à la lame du couteau avec lequel on la gratte, conserve l'empreinte des dents ou des ongles, et émet, quand on la perce avec une aiguille chaude, un liquide gras odoriférant. Elle est généralement cassante; mais quand on la frotte avec l'ongle, elle devient lisse comme le savon dur. Ses couleurs sont le blanc, le noir, le cendré, le jaune ou noirâtre; ou bien elle est bigarrée, soit grise avec des taches noires, soit grise avec des taches jaunes. Son odeur est particulière, et ne peut pas aisément être imitée. A 62° centigrades, l'ambre gris se fond; et à 100°, il se volatilise sous forme d'une vapeur blanche. Chauffé sur un charbon rouge, il brûle et se dissipe entièrement. L'eau n'a sur lui aucune action; les acides, à l'exception de l'acide nitrique, n'agissent que faiblement sur lui; les alcalis s'y combinent, et forment un savon; l'éther et les huiles volatiles le dissolvent, et les

huiles fixes, ainsi que l'ammoniaque, agissent de même, à l'aide de la chaleur. L'alcool en dissout une partie, et il est d'un grand usage pour son analyse, en séparant ses parties constituantes. Suivant M. Bouillon-Lagrange, qui en a donné l'analyse la plus récente, 3820 parties d'ambre gris consistent en 2016 parties d'adipocire, substance résineuse 1167, acide benzoïque 425, et charbon 212. Mais Bucholz ne put y découvrir d'acide benzoïque. Le docteur Ure a examiné deux échantillons différens avec la plus grande attention; l'un lui fournit de l'acide benzoïque; l'autre, qui paraissait également naturel, ne lui en présenta aucune trace. (*Voyez* Adipocire et Concrétions intestinales.)

Une dissolution alcoolique d'ambre gris, ajoutée en très-petite quantité à l'eau de lavande, à la poudre pour les dents, à celle pour les cheveux, etc., leur communique son odeur particulière. Son prix élevé dans la vente en détail à Londres, où il coûte une guinée l'once, le fait souvent falsifier. Ces sophistications consistent dans le mélange de benjoin, de labdanum, de farine, etc., parfumés avec du musc. L'apparence graisseuse, et l'odeur qu'exhale l'ambre gris quand on le chauffe, joints à sa solubilité dans l'alcool et l'éther chauds, fournissent de bons moyens caractéristiques pour le distinguer.

On l'a quelquefois employé en médecine, mais aujourd'hui il n'est plus d'usage que chez les parfumeurs. Le docteur Swediaur en prit 2,5 grammes, sans en éprouver aucun effet sensible. Un matelot, qui en prit 5 grammes, trouva qu'il agissait comme un bon purgatif.

AMBLYGONITE. C'est un minéral verdâtre de différentes nuances faibles, et marqué à sa surface de petites taches rouges et jaunâtres. Il se présente en masse, et cristallise en prismes obliques à quatre pans. Son éclat est vitreux; son clivage parallèle aux côtés d'un prisme oblique à quatre pans de 106° 10′ et 77°.50′. Cassure inégale; Fragmens rhomboïdaux; il est translucide, aussi dur que le feldspath; cassant; pesanteur

spécifique 3,0. Au chalumeau, il se boursouffle, et se fond avec phosphorescence d'un jaune rougeâtre, en un émail blanc. Il se rencontre dans le granit, avec la topaze verte et la tourmaline, auprès de Pinig, en Saxe. Il paraît être une espèce de spodumène.

AMER. (PRINCIPE) Il y a plusieurs variétés de ce principe.

Quand on fait digérer de l'acide nitrique sur la soie, l'indigo ou le saule blanc, il se forme une substance de couleur jaune foncé, et d'une saveur amère très-intense. Elle teint les étoffes en un jaune permanent; elle cristallise en plaques oblongues, sature les alcalis à la manière d'un acide, et forme avec eux des sels cristallisables. Celui qu'elle produit avec la potasse est en prismes jaunes. Ces sels sont amers, permanens à l'air, et moins solubles que le principe amer seul. Projetés sur un charbon ardent, ils brûlent avec flamme; quand on les frappe sur une enclume, ils détonent avec beaucoup de violence, en émettant une lumière pourpre. L'ammoniaque rend plus foncée la couleur de la dissolution du principe amer, et forme un sel en aiguilles jaunes. Ce principe s'unit aussi avec les terres alcalines et les oxides métalliques. M. Chevreul le considère comme composé d'acide nitrique, uni à une substance particulière de nature huileuse. La quassia, le cocculus indicus, le daphné des Alpes, le café, les scilles, la coloquinte, la bryone, ainsi que plusieurs autres plantes médicinales, donnent aussi un principe amer, diversement modifié.

AMÉTHISTE. L'améthiste est une pierre-gemme de couleur violette et d'un grand éclat, que l'on dit aussi dure que le rubis ou le saphir, dont elle ne diffère que par la couleur. Celle que l'on appelle améthiste orientale est très-rare. Quand elle incline au pourpre ou au rose, elle est plus estimée que quand elle se rapproche du bleu. Ces différentes

espèces d'améthiste ont la même figure, même dureté, même pesanteur spécifique, et d'autres qualités communes avec les meilleurs saphirs ou rubis, et nous viennent des mêmes contrées, particulièrement de Perse, d'Arabie, d'Arménie et des Indes-Orientales. Les améthistes occidentales ne sont que des cristaux ou quartz colorés. (*Voy.* QUARTZ et SAPHIR.)

AMIANTHE, lin de montagne. (*Voyez* ASBESTE.)

AMIDON. L'amidon est une substance blanche, insipide, combustible, insoluble dans l'eau froide, mais se formant en gelée dans l'eau bouillante. Cette substance existe principalement dans les parties blanches et cassantes des végétaux, particulièrement dans les racines tubéreuses, et dans les semences des plantes graminées; on l'en extrait en agitant ces parties, après les avoir broyées, dans de l'eau froide : le parenchyme ou les parties fibreuses s'y déposent d'abord; et lorsqu'on les a séparées de la liqueur, il y reste en suspension une poudre fine blanche, qui s'y dépose aussi peu-à-peu. Cette poudre est l'amidon. Ou bien encore, on peut mettre dans un tamis de crin les substances broyées ou ratissées, telles par exemple, que des racines d'arum, des pommes de terre, des glands, des marrons d'Inde, etc.; et en les lavant avec de l'eau froide sur ce tamis, l'amidon passera à travers avec l'eau, en y laissant les matières plus grossières. Les graines farineuses broyées peuvent être traitées de la même manière. Quant aux graines huileuses, il faut que l'huile en ait été exprimée avant qu'on en retire l'amidon.

L'amidon soumis à la distillation, donne pour produits, de l'eau imprégnée d'acide acéteux empyreumatique, un peu d'huile rouge ou brune, de l'acide carbonique en abondance, et du gaz hydrogène carboné. Son charbon est volumineux, brûle facilement, en laissant une très-petite quantité de potasse et de phosphate de chaux. Si l'on expose à une tem-

pérature de 15,5 degrés centigrades, ou au-dessus, de l'amidon délayé dans de l'eau, il fermentera, tournera à l'aigre; et ces effets se produiront beaucoup plus encore, si l'amidon n'est pas dépouillé de son gluten, de son extrait, et de sa matière colorante. Ainsi, dans la fabrication de l'amidon, la farine fermente et s'aigrit, mais l'amidon qui ne fermente pas est rendu le plus pur par ce procédé. On mêle avec la fleur et de l'eau, de l'eau déjà aigrie, ce qui régularise la fermentation et empêche le mélange de devenir putride. Dans cet état, on le laisse pendant environ dix jours en été et quinze jours dans l'hiver, avant d'enlever l'écume et décanter l'eau. On lave alors l'amidon pour en séparer le son, et on le fait sécher, à l'air libre d'abord, et ensuite au four.

Avec l'eau bouillante, l'amidon forme un mucilage à-peu-près transparent, exhalant une odeur particulière, ni très-forte, ni désagréable. Ce mucilage étant séché deviendra demi-transparent, et ayant beaucoup de ressemblance avec la gomme, dont il fournit tous les produits dissous. Alors il est beaucoup plus facile à digérer, et plus nourrissant qu'avant d'avoir été ainsi traité.

Les acides et les alcalis combinés avec l'eau dissolvent l'amidon. Il sépare les oxides de plusieurs métaux de leurs dissolutions, et enlève l'oxigène à un grand nombre de ces oxides. On le trouve naturellement combiné avec tous les principes immédiats des végétaux, et il peut être facilement uni par l'art à la plupart de ces principes.

AMMONIAQUE. On l'appelle aussi *alcali volatil.* Nous considérerons d'abord cette substance sous les rapports purement scientifiques, et nous décrirons ensuite en détail, sa fabrication en grand et ses usages dans les arts. Il existe un corps salin, originairement apporté d'Égypte, où on l'obtenait de la suie par sublimation, mais que l'on fabrique aujourd'hui abondamment en Europe, et qui porte le nom de sel ammoniac; on peut, par son moyen, obtenir promp-

tement l'ammoniaque pure en opérant de la manière suivante: mêlez de la chaux vive avec poids égal de sel ammoniac, l'un et l'autre réduits en poudre fine, et introduisez-les dans une cornue de verre; adaptez au col de la cornue, au moyen d'un collier de caoutchouc (le col d'une bouteille de gomme élastique est très-convenable), un tube de verre d'environ 46 centim. de long et renfermant des morceaux de muriate de chaux fondu. Ce tube doit être placé horizontalement, et son extrémité libre, qu'on aura préalablement courbée obliquement à la lampe, doit plonger sous le mercure dans une cuve de ce métal. Enfin il faut, pour plus de précaution, entourer le tube d'une feuille de papier poreux, que l'on tient humide avec de l'éther. Si alors on applique au fond de la cornue la chaleur de quelques charbons ou d'une lampe, il se dégagera à travers le mercure des bulles d'un corps gazeux. Remplissez de ce gaz une petite cloche de verre, fermée à l'une de ses extrémités, et après avoir bien bouché l'extrémité ouverte, portez-la dans une cuve pleine d'eau. Si, en débouchant la cloche, l'eau s'y élève instantanément et remplit toute sa capacité, le gaz est pur et on peut le recueillir pour l'examiner.

L'ammoniaque est un gaz transparent, incolore, et par conséquent invisible, qui possède l'élasticité et toutes les autres propriétés mécaniques de l'air atmosphérique. Sa pesanteur spécifique est une donnée importante dans les recherches chimiques, et elle a été établie diversement par différens auteurs. Aujourd'hui, qu'il n'y a point de corps gazeux qu'on puisse obtenir plus aisément à l'état de pureté, cette diversité entre des expérimentateurs si exercés, montre l'exactitude de cette opération statique. MM. Biot et Arago l'ont trouvée par expérience = 0,59669, et par le calcul, au moyen de ses élémens gazeux = 0,59438. Kirwan dit que 100 pouces cubiques de ce gaz pèsent 18,169 à la température et pression ordinaires; ce gaz, comparé à l'air sous ce volume, pesant 30,519, donne pour densité 0,59540. Sir H. Davy a établi sa pesanteur spécifique à 0,590, ce qui s'accorde bien avec

les calculs théoriques du docteur Prout, insérés dans le sixième volume des *Annals of Philosophy*.

Ce gaz a une odeur excessivement piquante, et fut bien connu des Anciens sous le nom d'esprit de corue de cerf. Un animal qu'on y plonge périt promptement. Il éteint la combustion, mais il est lui-même jusqu'à certain point combustible; la flamme d'une bougie qu'on y plonge s'élargit avant de disparaître. Sa saveur est excessivemeut âcre; l'eau l'absorbe très-promptement. La table suivante de ses combinaisons avec l'eau a été donnée par sir H. Davy.

Pesant. spécif.	Ammoniaque.	Eau.
0,8750	32,50	67,50
0,8875	29,25	70,75
0,9000	26,00	74,00
0,9054	25,37	74,63
0,9166	22,07	77,93
0,9255	19,54	80,46
0,9326	17,52	82,48
0,9385	15,88	84,12
0,9435	14,53	85,47
0,9476	13,46	86,54
0,9513	12,40	87,60
0,9545	11,56	88,44
0,9573	10,82	89,18
0,9597	10,17	89,83
0,9619	9,60	90,40
0,9692	9,50	90,50

L'eau peut aisément dissoudre environ le tiers de son poids de gaz ammoniac, ou environ 460 fois son volume; d'où il suit, que lorsqu'elle est mise en contact avec un tube rempli de ce gaz, elle s'y précipite avec une grande violence. La quantité d'ammoniaque établie dans la table précédente est probablement trop forte d'environ 1 pour 100.

Le docteur Thomson établit, dans le deuxième volume

de son Système (traduction française, deuxième édition, page 52) : « L'eau est capable d'absorber, d'après mes essais, 780 fois son volume de ce gaz; et par cette absorption, l'augmentation de volume du liquide est de 6 à 10, la pesanteur spécifique de la dissolution est 0,900, ce qui s'accorde juste avec l'augmentation de volume ». Corrigeant la première erreur où 6 est substitué à 9, il s'en présente encore une autre. En prenant pour la pesanteur spécifique du gaz le nombre donné par le docteur lui-même, il est évident que 780 fois le volume gazeux combiné avec l'eau donnerait, à très-peu de chose près, 36 en poids de gaz dans 100 de liquide. Mais dans la même page, il ajoute : « Il résulte des expériences de Davy, qu'une dissolution *saturée* d'ammoniaque est composée de 74,63 eau, 25,37 ammoniaque » ; d'où il suit, si ce résultat est exact, qu'un liquide contenant 36 pour 100 d'ammoniaque est d'une impossibilité manifeste. Dans cette même page, M. Thomson donne la table de M. Dalton, qui présente la quantité d'ammoniaque contenue dans des dissolutions ammoniacales de différentes densités. Dans cette table, en regard avec la pesanteur spécifique de 0,90 de liquide ammoniacal, tel qu'il avait été préparé pour les expériences, nous lisons 22,2, quantité bien différente du nombre 36 qui résulterait de ses 780 volumes. La table de sir H. Davy diffère très-peu de celle de M. Dalton, et la vérité se trouve probablement entre les deux. Il est donc certain que 100 parties d'eau ammoniacale d'une pesanteur spécifique de 0,900, au-lieu de contenir 36 parties d'ammoniaque ou 780 volumes, n'en renferment pas au-delà de 22,2 ou de 520 volumes. Si le docteur Thomson eût consulté les *Elements of Chemical Philosophy* de sir H. Davy, il eût trouvé, page 268, le résultat suivant : « A la température de 10° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres, l'eau, ainsi que je l'ai trouvé, absorbe environ 670 fois son volume de gaz ; et sa pesanteur spécifique devient 0.875 » ; et dans la table de sir

H. Davy, en regard du nombre 0,875, on trouve 32,5 pour 100 d'ammoniaque. Si maintenant quelqu'un veut prendre la peine de calculer, il verra que 670 pouces d'un gaz, dont 100 pouces cubiques pèsent 18 grains, en se combinant avec 1 pouce cube d'eau qui pèse 252,5 grains, forment une dissolution qui doit contenir précisément 32,3 pour 100 du gaz condensé.

Nous voyons, d'après cela, que la force de l'ammoniaque liquide, ainsi qu'on appelle le composé aqueux, peut, comme les esprits, être évaluée avec une grande précision, d'après la pesanteur spécifique. Mais elle diffère considérablement des mélanges alcooliques, en ce que la plus forte liqueur ammoniacale, lorsqu'elle est étendue d'eau, n'éprouve aucune diminution de volume. La pesanteur spécifique du liquide affaibli est la moyenne de celle des liquides constituans. Ainsi, en partant d'un point bien déterminé, on pourra calculer tout au-dessous de ce point, en suivant la règle exposée à l'article *pesanteur spécifique*. On peut se procurer l'ammoniaque liquide, soit en employant un alambic avec son refrigérent, soit à l'aide de l'appareil de Woulfe: ce dernier doit avoir la préférence. On introduit dans une cornue un mélange de deux parties de chaux éteinte, et d'une partie de sel ammoniac pulvérisé; et après avoir fait communiquer le col de la cornue avec un appareil de Woulfe contenant de l'eau pure, on fait dégager l'ammoniaque par l'application de la chaleur. Quand le dégagement du gaz aura cessé, l'addition d'un peu d'eau chaude le fera reprendre, et déterminera la décomposition totale du sel. Puisque le sel ammoniac contient à-peu-près $\frac{1}{3}$ de son poids d'alcali, 5 kilogrammes de sel produiront, par un traitement bien ménagé, 15 kilogrammes de liquide d'une pesanteur spécifique de 0,950, aussi fort qu'il est nécessaire pour les besoins ordinaires de la chimie et de la médecine; et ils produiront environ deux fois cette même quantité, ou 30 kilogrammes d'ammoniaque liquide commune, telle que la ven-

dent les pharmaciens, et dont la densité est rarement au-dessous de 0,978 ou 0,980. Il ne faut point essayer de la former avec le carbonate d'ammoniaque ; si ce sel se trouve accidentellement présent, il sera à l'instant indiqué par le trouble qu'il occasionnera dans l'eau de chaux.

Le gaz ammoniacal, parfaitement sec, mêlé avec le gaz oxigène, fait explosion lorsqu'on fait traverser le mélange par l'étincelle électrique, et il est converti en eau et azote, ainsi que l'a fait voir le docteur Henry dans un mémoire très-intéressant. Mais la manière la plus simple et peut-être la plus exacte de réduire le gaz ammoniac en ses élémens, est celle qui fut employée pour la première fois par M. Berthollet, le savant illustre qui découvrit sa composition. Ce procédé consiste à faire passer très-lentement le gaz ammoniacal à travers un tube de porcelaine d'un petit diamètre, chauffé au rouge. M. Gay-Lussac, qui répéta dernièrement cette expérience, recueillit de 100 mesures de gaz ammoniac, 200 mesures d'un mélange gazeux, que, par une analyse subséquente, il trouva formé de 50 volumes d'azote et de 150 d'hydrogène. Ainsi nous voyons que l'affinité réciproque des élémens de l'ammoniaque a déterminé une condensation égale à la moitié du volume des gaz isolés. Il paraît résulter des déterminations les plus récentes, que la pesanteur spécifique de l'hydrogène, celle de l'air étant prise pour unité, est de 0,0694, et celle de l'azote 0,9722. Trois volumes du premier de ces gaz pèseront par conséquent 0,2082 et un volume du second 0,9722; la somme de ces nombres 1,1804 divisée par 2, devra coïncider avec la densité de l'ammoniaque donnée par l'expérience; or, on obtient ainsi 0,5902, ce qui offre un accord presque parfait. En réduisant maintenant à 100 parties, on aura pour la composition de l'ammoniaque 82,36 d'azote et 17,64 d'hydrogène. Pour ramener l'ammoniaque au système des équivalens chimiques, ou pour trouver le nombre qui représente son pouvoir saturant dans l'échelle où l'oxigène est pris par unité, nous ferons cette proportion 0,9722

: 1,75 :: 1,1804 : 2,1225, de sorte que 2,125 pourra être appelé le nombre proportionnel de l'ammoniaque. Nous verrons que ce nombre déduit de l'analyse sera confirmé par la synthèse de tous les sels ammoniacaux.

Le docteur Prout, dans un savant mémoire sur les rapports qui existent entre les pesanteurs spécifiques des corps gazeux et le poids de leurs atômes, publié dans le sixième volume des *Annals of Philosophy*, porte le poids de l'atôme d'ammoniaque, par des considérations théoriques, à 1,9375 seulement, le considérant comme formé d'un atôme d'azote et de 1 ½ atôme d'hydrogène. Cette détermination paraît être une induction logique de l'hypothèse de M. Dalton sur les combinaisons atomiques. Car l'eau, dont la composition sert de base à toute la théorie atomique, est représentée comme un composé de 1 atôme d'oxigène uni à 1 atôme d'hydrogène, et cet atôme d'hydrogène consiste en 2 volumes de ce gaz; par conséquent, 3 volumes de gaz doivent représenter un atôme et demi; cependant, par sa dénomination même, un atôme est indivisible. Le docteur Prout, dans le 38.ᵉ n.° des *Annals*, rétablit les véritables proportions de 3 atômes d'hydrogène et de 1 d'azote. Notre doctrine des nombres équivalens, établie sur la base de l'induction expérimentale, n'exige aucune connaissance de la constitution atomique des corps.

La nature alcaline de l'ammoniaque est démontrée non-seulement par son pouvoir de neutraliser les acides et de changer en pourpre ou en vert les couleurs rouges végétales, mais encore parce qu'elle est attirée vers le pôle négatif de la pile voltaïque. Lorsqu'on soumet l'ammoniaque, en combinaison solide ou liquide, à l'action d'une batterie électrique de force ordinaire, il en résulte une simple décomposition; mais si elle est en contact avec du mercure, il se présente des phénomènes jusqu'à présent très-peu compris. Si l'on entoure d'ammoniaque liquide un petit globule de mercure, ou qu'on le place dans une petite cavité pratiquée dans

du sel ammoniac, et qu'on le soumette alors à l'action voltaïque, mettant le fil négatif en contact avec le mercure, et le fil positif avec le sel; le globule se couvre à l'instant d'une pellicule circulaire, il s'en élève une fumée blanche, son volume augmente tandis qu'il pousse autour du sel des ramifications de consistance à moitié solide. L'amalgame a la consistance du beurre, et peut être coupé avec un couteau. Quand l'action de la pile est suspendue, les fibres se contractent vers le centre de la masse, qui bientôt, par la formation continuelle de filamens blancs, reprend sa première forme globuleuse et ses dimensions. L'augmentation de volume paraît s'élever quelquefois jusqu'à environ dix fois celui du mercure, lorsqu'on emploie un petit globule de métal. Sir H. Davy, M. Berzelius et MM. Gay-Lussac et Thénard ont étudié ce singulier phénomène avec beaucoup d'attention. Ils produisirent cette même substance en mettant dans une coupelle humectée de sel ammoniac un amalgame de mercure et de potassium. Il devient alors cinq ou six fois plus grand, acquiert la consistance du beurre, en conservant son éclat métallique.

Que se passe-t-il dans ces expériences? Dans le second cas, la substance d'un aspect métallique qu'on obtient est un hydrure ammoniacal de mercure et de potassium. Il se forme de plus du muriate de potasse; conséquemment, une portion du potassium de l'amalgame décompose l'eau, se change en potasse, qui elle-même décompose le muriate d'ammoniaque. Il en résulte de l'hydrogène et de l'ammoniaque qui, à l'état naissant, s'unissent à la portion d'amalgame non décomposée. Dans la première expérience, la substance qui, comme dans le second cas, se présente avec un aspect métallique, est simplement un hydrure ammoniacal de mercure; sa formation est accompagnée de dégagement visible d'une certaine quantité de chlore au pôle positif. Il s'ensuit donc évidemment que le sel est décomposé par l'électricité; l'hydrogène de l'acide muriatique, et l'ammo-

niaque, se combinent l'un et l'autre avec le mercure. Ces hydrures jouissent des propriétés suivantes :

Leur pesanteur spécifique est, en général, au-dessous de 3,0; exposés pendant quelque temps à la température de 0° centigrades, ils acquièrent une solidité considérable, et cristallisent en cubes, qui souvent sont aussi beaux et aussi grands que ceux de bismuth. L'éther et l'alcool détruisent instantanément ces amalgames, en produisant avec eux une effervescence rapide, et les ramenant à l'état de mercure coulant. Ils sont assez permanens dans l'air, quand il est tranquille; mais la moindre agitation devient fatale à leur existence. MM. Gay-Lussac et Thénard trouvèrent que, par son immersion dans l'eau, le mercure, dans son passage à l'état d'hydrure, absorbait trois fois et demie son volume d'hydrogène. L'hydrure ammoniacal de mercure et de potassium peut exister par lui-même; mais dès qu'on essaye de séparer ou oxider le potassium, les autres principes constituans se désunissent. C'est pourquoi cet hydrure est rapidement décomposé par l'air, le gaz oxigène, et généralement par tous les corps qui agissent sur le potassium : il est même affecté par le mercure; de sorte qu'en le traitant avec ce métal, on peut aisément déterminer les quantités relatives d'ammoniaque et d'hydrogène qu'il contient. Il n'est besoin pour cela que d'enlever, avec une petite cuiller de fer, les parties intérieures de l'hydrure, et d'en remplir un petit tube de verre, qu'on aura d'avance rempli presqu'entièrement de mercure; on le ferme ensuite avec un bouchon bien sec, et on le renverse sur le bain de métal. L'hydrure s'élevera bientôt à la partie supérieure du tube; il y sera décomposé, surtout si l'on favorise l'action par une légère agitation, et il abandonnera de l'hydrogène et de l'ammoniaque dans la proportion de 1 à 2,5.

Les hydrures ammoniacaux ne contiennent qu'une très-petite quantité d'hydrogène et d'ammoniaque; mais en supposant que dans l'hydrure ammoniacal de mercure, l'hydrogène se trouve, par rapport à l'ammoniaque, dans la même

proportion que dans l'hydrure ammoniacal de mercure et de potassium, il paraîtrait que le premier est formé, en volume, de 1 de mercure, 3,47 hydrogène, et 8,67 gaz ammoniac, sous la pression moyenne de 76 centim., et à 15° centigrades, ou, en poids, d'environ 1800 parties de mercure avec 1 partie d'hydrogène et 1 d'ammoniaque.

Le gaz ammoniac n'éprouve aucune altération par l'effet d'une chaleur rouge cerise. Suivant Guyton-Morveau, il devient liquide à environ 40 cent. au-dessous de zéro, ou au point de congélation du mercure; mais il n'est pas certain que les apparences qu'il a observées n'étaient pas dues à l'eau hygrométrique du gaz, ainsi que cela a lieu pour le chlore. L'ammoniaque, à l'état liquide, perd son odeur piquante, à mesure que sa température s'abaisse jusqu'au point de —45; elle se prend en gelée, si elle est brusquement refroidie; mais si le refroidissement est lent, elle cristallise.

L'oxigène, à l'aide de l'étincelle électrique, ou seulement par une chaleur rouge, réduit l'ammoniaque en eau et en azote; et quand il y a un grand excès d'oxigène, il acidifie une portion de l'azote, et le transforme en gaz nitreux, ce qui a souvent induit les analystes en erreur. Le chlore et l'ammoniaque exercent l'un sur l'autre une action si puissante, que lorsqu'ils sont soudainement mêlés, on voit une flamme blanche traverser le mélange. La manière la plus simple de faire cette expérience, consiste à renverser un matras à large ouverture, et avec un col conique, sur un autre, à goulot conique, contenant un mélange de sel ammoniac et de chaux, que l'on chauffe à la lampe. Dès que le matras supérieur paraît rempli d'ammoniaque, ce que l'on reconnaît à l'odeur piquante qui s'exhale, on l'enlève avec précaution, et on introduit son col, dans une direction verticale, dans celui d'un flacon à large ouverture, rempli de chlore gazeux. En prenant les deux vaisseaux ainsi réunis avec les mains couvertes de gants, et les renversant subitement comme un sablier, le chlore, plus pesant que l'ammoniaque, vient se mêler avec elle, et ils s'unissent en émettant une vive lumière.

Comme un volume d'ammoniaque contient un volume et demi d'hydrogène condensé, qui justement en exige, pour sa saturation, un et demi de chlore, cette quantité de gaz changera le mélange en acide muriatique et azote, et c'est par conséquent un moyen prompt et facile d'analyser le gaz alcalin. Le même effet se produit encore, en mêlant des dissolutions aqueuses d'ammoniaque et de chlore; mais si l'on fait passer de grosses bulles de chlore à travers de l'ammoniaque liquide d'une force ordinaire, on voit dans l'obscurité des étincelles lumineuses traverser la liqueur, et la même décomposition réciproque a lieu.

MM. Gay-Lussac et Thénard établissent que, lorsqu'on mêle ensemble trois parties de gaz ammoniac et une de chlore, ils se condensent en sel ammoniac, et il se dégage une quantité d'azote égale au $\frac{1}{10}$e du volume total; résultat qui ne s'accorde point avec leur propre théorie des volumes.

En effet, 3 volumes de gaz ammoniac consistent en $4\frac{1}{2}$ hydrogène et $1\frac{1}{2}$ d'azote condensés; 1 volume de chlore s'empare de 1 volume d'hydrogène pour en former 2 de gaz acide muriatique, lequel s'unit à 2 volumes d'ammoniaque, et se précipite sous forme pulvérulente. Mais le troisième volume d'ammoniaque a abandonné un volume de son hydrogène au chlore, et le demi-volume restant s'unira avec l'azote pour former $\frac{0,66}{2} = 0,33$ d'ammoniaque excédente, tandis qu'il restera 0,33 d'un volume d'azote libre. Il doit donc rester les $\frac{2}{3}$ d'un volume ou $\frac{1}{6}$ du volume total des gaz originairement mêlés; et ce résidu est formé de parties égales d'ammoniaque et d'azote, au-lieu de $\frac{1}{10}$e de ce gaz, comme l'annoncent les chimistes français.

L'action de l'iode est analogue à celle du chlore; il s'empare d'une portion de l'hydrogène pour former de l'acide hydriodique, d'où résulte de l'hydriodate d'ammoniaque; tandis qu'une autre portion d'iode s'unit avec l'azote mis en liberté, et forme l'iodure détonant.

Le cyanogène et le gaz ammoniac commencent à agir l'un sur l'autre dès qu'ils arrivent en contact; mais l'effet n'est rendu complet qu'au bout de quelques heures. Ils s'unissent dans le rapport de 1 à 1 $\frac{1}{2}$, en formant un composé qui communique à l'eau une couleur orangée foncée, et qui ne se dissout qu'en très-petite quantité dans ce liquide. La dissolution ne produit point de bleu de Prusse avec les sels de fer.

En faisant passer le gaz ammoniac sur du charbon chauffé au rouge dans un tube, il se forme de l'acide prussique ou hydrocyanique.

L'action des métaux alcalins sur l'ammoniaque gazeuse est très-curieuse. Lorsqu'on fond le potassium dans ce gaz, il se produit une substance verte-olivâtre très-fusible, consistant en potassium, azote et ammoniaque; et il reste un volume d'hydrogène justement égal à celui qu'aurait produit avec l'eau la quantité de potassium employé. Il en résulte donc, d'après M. Thénard, que l'ammoniaque se divise en deux portions; l'une est décomposée de manière que son azote s'unit avec le potassium, et son hydrogène est mis en liberté; tandis que la seconde portion est absorbée, en tout ou partie, par cet azoture de potassium. Le sodium agit de la même manière. La substance verte-olivâtre est opaque, et ce n'est qu'en lames extrêmement minces qu'elle paraît demi-transparente; elle n'a rien de l'aspect métallique; elle est plus pesante que l'eau; et quand on l'examine avec attention, on croit y remarquer une sorte de cristallisation imparfaite. Exposée à une chaleur toujours croissante, elle se fond; il s'en dégage du gaz ammoniac, du gaz hydrogène et du gaz azote dans les proportions qui constituent l'ammoniaque; ensuite elle se solidifie, tout en conservant sa couleur verte, et se convertit en azoture de potassium ou de sodium. Exposée à l'air à la température ordinaire, elle en attire seulement l'humidité, n'en absorbe pas l'oxigène, et elle se transforme lentement en gaz ammoniac et en potasse ou soude. Elle brûle vivement lorsqu'on la projette dans un creuset chauffé

au rouge, ou quand on la chauffe avec du gaz oxigène. L'eau et les acides en opèrent la décomposition, avec développement de chaleur, et il en résulte des alcalis ou des sels alcalins. L'alcool la décompose également. Cette description du composé d'ammoniaque et de potassium, tel qu'il fut préparé par MM. Gay-Lussac et Thénard, a donné lieu à controverse par sir Humphry Davy:

Les expériences de cet habile chimiste portaient à conclure que la présence de l'humidité avait fait varier leurs résultats. Plus on prend de soins pour maintenir tout bien sec, moins il se forme d'ammoniaque. Il obtint rarement au-delà de $\frac{1}{10}$e de la quantité absorbée, et jamais il ne put se procurer l'hydrogène et l'azote dans les proportions qui constituent l'ammoniaque; il y avait toujours un excès d'azote. L'expérience suivante fut conduite avec le plus grand soin : 226,62 milligr. de potassium furent chauffés dans 196,62 cent. cub. de gaz ammoniac; l'absorption fut 122,84 cent. cub., et il se dégagea 52,43 cent. cub. d'hydrogène. En distillant dans un tube de platine le composé vert-olivâtre, il se développa 147,4 cent. c. de gaz, et il resta dans l'appareil 8,2 c. c.; de ces 147,4 cent. c., il n'y avait que 3,3 c. c. d'ammoniaque; et 10 mesures du gaz permanent mêlées avec 7,5 d'oxigène, et enflammées par l'étincelle électrique, laissèrent un résidu de 7,5; il en conclut donc que l'analyse de l'ammoniaque, par l'électricité et par le potassium, donne les mêmes résultats.

De tout cela on peut légitimement inférer qu'il existe dans ces phénomènes quelque chose qui n'a point encore reçu d'explication. Le potassium sépare de l'ammoniaque autant d'hydrogène qu'un pareil poids de métal en dégagerait de l'eau. Si l'on enlève ainsi au gaz alcalin deux volumes d'hydrogène, le volume restant, ainsi que le volume d'azote, s'uniront avec le potassium, en formant un composé triple assez analogue aux cyanures, et capable d'absorber de l'ammoniaque. Voyez, à l'article *chlore*, une description de cette

combinaison singulière, dont l'ammoniaque paraît détruire la volatilité.

Lorsqu'on fait passer le gaz ammoniac sur des fils de fer, de cuivre, de platine, etc., chauffés au rouge, il est complètement décomposé; et les métaux, sans avoir augmenté de poids, sont devenus extrêmement cassans. A une même température, le fer décompose l'ammoniac deux fois plus rapidement que ne le fait le platine; le protoxide d'azote décompose aussi ce gaz à une haute température.

Parmi les métaux ordinaires, le zinc est le seul qui soit oxidé, et dissous ensuite par l'ammoniaque; mais ce gaz agit sur la plupart des oxides métalliques; à une température élevée, il désoxide tous ceux qui sont réductibles par l'hydrogène. Les oxides métalliques solubles dans l'ammoniaque liquide, sont l'oxide de zinc, le protoxide et le peroxide de cuivre, l'oxide d'argent, le troisième et le quatrième oxide d'antimoine, l'oxide de tellure, les protoxides de nickel, de cobalt et de fer, le peroxide d'étain, de mercure et de platine; les cinq premiers y sont très-solubles, et les autres beaucoup moins. On peut obtenir ces combinaisons à l'état sec, par évaporation, mais seulement avec le cuivre, l'antimoine, le mercure, l'or, le platine et l'argent : ces quatre dernières sont surtout remarquables par leur propriété détonante. *Voyez* chaque métal en particulier.

Tous les acides sont susceptibles de s'unir avec l'ammoniaque, et presque tous forment avec elle des composés neutres. M. Gay-Lussac a fait cette remarque importante, que toutes les fois que l'acide est gazeux, sa combinaison avec le gaz ammoniac a lieu en volumes, dans un rapport simple, soit qu'il se forme un sel neutre ou un sous-sel.

Les *sels ammoniacaux* ont les caractères généraux suivans :

1.° Lorsqu'on les traite avec un alcali fixe ou une terre, ils exhalent l'odeur particulière d'ammoniaque;

2.° Ils sont généralement solubles dans l'eau, et cristallisables;

3.° Ils se décomposent tous à une faible chaleur rouge; et si l'acide est fixe, comme les acides phosphorique et borique, l'ammoniaque se dégage à l'état de pureté;

4.° Lorsqu'on verse dans ces sels quelques gouttes d'une dissolution de platine, il se produit un précipité orangé.

1. *Acétate.* Ce composé salin était autrefois appelé esprit de Mindérérus, qui, le premier, l'introduisit en médecine comme fébrifuge et sudorifique. En saturant de l'acide acétique de force ordinaire avec du sous-carbonate d'ammoniaque, introduisant la dissolution sous le récipient de la machine pneumatique avec une capsule remplie d'acide sulfurique, et faisant le vide, le sel se solidifie en cristaux aciculaires, qui sont à très-peu-près neutres. On peut encore le préparer très-convenablement, en mêlant ensemble des dissolutions saturées à chaud d'acétate de plomb et de sulfate d'ammoniaque, et prenant 100 du premier sel dans son état ordinaire, et 34,4 du second, bien desséché à la température de 100°; on peut même aussi faire usage de muriate d'ammoniaque, en l'employant dans la proportion de 27,9 pour 100 d'acétate. L'acétate d'ammoniaque a une saveur douceâtre fraîche; il est déliquescent et volatil à toute température; mais il se sublime à l'état solide à 120° centigrades. Il est formé de 75 $\frac{2}{3}$ acide acétique sec, et 24 $\frac{1}{3}$ ammoniaque. Quand il doit être employé en médecine, il faut toujours le préparer au moyen de l'acide acétique pur et du sous-carbonate d'ammoniaque.

2. *Arséniate.* L'arséniate d'ammoniaque peut se préparer en saturant l'acide arsenique avec l'ammoniaque, et faisant évaporer la dissolution; on en obtient des cristaux sous forme de prismes rhomboïdaux. On peut aussi obtenir un bi-arséniate, en employant un excès d'acide. A une chaleur rouge, l'ammoniaque de l'un et de l'autre de ces sels est décomposée; et le métal se trouve ramené à l'état métallique. On trouvera, à l'article de chaque acide, un exposé des sels qu'il forme avec cette base; cependant, comme le muriate est un

produit important de nos manufactures, nous allons entrer ici dans de plus grands détails sur sa fabrication.

Le sel ammoniac (muriate d'ammoniaque) ne se fabriquait originairement qu'en Egypte. La fiente des chameaux et d'autres animaux sont le seul combustible dont on fasse usage dans ce pays; on recueille soigneusement la suie qui en provient; on en remplit des ballons de verre d'environ un pied de diamètre, jusqu'à trois doigts près de leur col, et on les dispose dans un fourneau oblong, où ils sont exposés à une chaleur qu'on augmente par degrés; la partie supérieure de chaque ballon sort au-dessus du fourneau, de sorte qu'elle se trouve en contact avec l'air froid. Le troisième jour, l'opération est terminée; on plonge alors au besoin une tige de fer dans le col des ballons, pour empêcher qu'ils ne s'obstruent, et que le verre n'éclate.

On laisse alors tomber le feu; on casse le ballon, et l'on trouve le sel sublimé, à sa partie supérieure, en masses hémisphériques, d'un blanc gris, demi-transparentes, jouissant d'une sorte d'élasticité, et épaisses d'environ deux pouces à deux pouces et demi. Vingt-six kilogrammes de suie en produisent six de sel ammoniac. La méthode qu'on suit ordinairement en Europe pour le préparer, consiste à combiner, avec l'acide muriatique, l'ammoniaque résultante de la décomposition des matières animales à vaisseaux clos. On remplit d'os, de cornes, de raclures de peaux et d'autres substances animales, de grands cylindres en fonte, disposés comme ceux décrits à l'article *acide acétique*; et en les exposant à une bonne chaleur rouge, il en distille une immense quantité de carbonate d'ammoniaque liquide impur. M. Minish a imaginé une manière très-économique pour convertir ce liquide en sel ammoniac. Il le faisait digérer avec du schiste pulvérisé, ou simplement passer à travers une couche de gypse égrugé, d'où résultait du sulfate d'ammoniaque liquide et du carbonate de chaux insoluble. La liqueur, évaporée à siccité, et alors mêlée avec du muriate de soude, était introduite

dans de grands ballons de verre, et décomposée par une chaleur capable de sublimer le sel. On trouvait alors le muriate d'ammoniaque sous la forme de pains qui le caractérise, tandis que le sulfate de soude restait à la partie inférieure du ballon.

M. Leblanc avait établi à Saint-Denis, près Paris, une fabrique de ce sel, au moyen d'une autre méthode très-ingénieuse, dont une commission de chimistes français des plus distingués a donné une description dans le dix-neuvième volume des *Annales de Chimie* et dans le *Journal de Physique* pour l'année 1794. Il employait, au-lieu de cylindres de fer pour décomposer les matières, des fours en brique bien clos. Dans l'un il introduisait un mélange de sel commun et d'huile de vitriol, et dans l'autre des matières animales. La chaleur dégageait du premier de l'acide muriatique, et de l'autre de l'ammoniaque, qui, à l'aide de tuyaux, étaient conduits l'un et l'autre dans une chambre revêtue de plomb, et dont le plancher était recouvert d'une petite couche d'eau. Les deux gaz venant à se rencontrer, s'unissaient et se précipitaient sous forme de sel ammoniac solide, soit sur les parois de la chambre, soit au fond, où il se dissolvait dans l'eau.

On trouve dans le vingtième volume des *Annales*, le plan d'un établissement où le muriate de magnésie serait employé pour fournir l'acide muriatique. M. Astley a mis en usage il y a quelques années, à Borrowstounness, en Écosse, un procédé ingénieux fondé sur ce principe. Il imbibait avec du muriate de magnésie ou des eaux-mères des salines, dans une étuve chauffée par des tuyaux en brique, des rognures de peaux, des cornes, etc. Ces matières étaient ensuite séchées et exposées dans un four fermé, à une chaleur rouge; il s'en dégageait alors de la vapeur de sel ammoniac, qui se condensait, sous forme solide dans une chambre ou dans la cheminée attenante, ou sous forme liquide dans une couche d'eau placée sur le plancher de la chambre. A une chaleur rouge, le muriate de magnésie abandonne son acide muriatique; sépa-

ration qui, dans le cas présent, est probablement favorisée par l'affinité de l'ammoniaque.

On peut encore obtenir, de la suie de houille, une grande quantité d'ammoniaque à l'état de carbonate ou de sulfate, soit par sublimation ou par lixiviation avec de l'eau. M. Leblanc employait un éolypile pour projeter la vapeur dans la chambre de plomb et déterminer la combinaison. Il est évident que l'on n'atteindra pas d'abord exactement par évaporation le point exact de neutralisation qui convient au sel ammoniac; mais on peut ensuite aisément y parvenir par l'addition d'une certaine quantité de gaz acide, ou alcalin. Comme les eaux-mères des salines de Cheshire ne contiennent que 3 ½ pour 100 de muriate de magnésie, elles ne sont pas aussi convenables pour cette fabrication, que celles des autres salines.

AMMONIAQUE (GOMME). Cette gomme résine est formée, d'après M. Braconnot, sur 100 parties, de 70 résine, 18,4 gomme, 4,4 matière glutineuse, 6 eau, et 1,2 perte. Elle forme avec l'eau une dissolution laiteuse; elle est en partie soluble dans l'alcool, et en totalité dans l'éther, l'acide nitrique, et les alcalis. Sa pesanteur spécifique est 1,200. Son odeur est assez agréable, et sa saveur amère douceâtre. On la trouve en petits morceaux agglutinés de couleur blanche jaunâtre; on l'emploie en médecine comme expectorant et antispasmodique.

AMMONITES. Ces pétrifications, qu'on a aussi désignées sous le nom de *cornes d'ammon*, et que le vulgaire appelle *pierres de serpent*, consistent principalement en pierre calcaire. On en trouve de toutes dimensions, depuis la grandeur d'un demi-pouce jusqu'à plus de deux pieds de diamètre; quelques-unes sont arrondies, d'autres fortement comprimées, et on les rencontre dans différents lits de pierres et d'argiles. Elles paraissent devoir leur origine aux coquilles d'une espèce de nautile.

AMOMUM. *Voyez* PIMENT.

AMPHIBOLE. *Voyez* HORNBLENDE et ACTINOLITE

AMPHIGÈNE. *Voyez* VÉSUVIENNE.

AMYGDALOÏDE. Minéral composé, consistant en de petites particules sphéroïdes ou vésicules de lithomarge, terre verte, spath calcaire, stéatite, empatées dans une base, en poudre très-divisée, de pierre verte ou de wacke, et contenant aussi quelquefois des cristaux de hornblende.

ANALCIME. Zéolite cubique. Ce minéral se trouve généralement en cristaux agglomérés ou cubiques, dont les angles solides sont remplacés par trois facettes triangulaires. A l'extérieur, son éclat tient le milieu entre l'éclat nacré et celui du verre; sa cassure est conchoïdale et aplatie; ses couleurs sont le blanc, le gris ou le rougeâtre; elle est translucide. Sa propriété de devenir *faiblement* électrique par la chaleur, lui a fait donner le nom d'analcime. Sa pesanteur spécifique est moindre que 2,6; elle est formée sur 100 parties, de: silice 58, alumine 18, chaux 2, soude 10, eau 8 $\frac{1}{2}$, perte 3 $\frac{1}{2}$. On trouve ce minéral dans le granite, le gneiss, les traps et les laves, à Calton-Hill près d'Edimbourg, à Talisker en Skye, dans le Dumbartonshire, dans le Hartz, en Bohême, et dans les îles Ferroe. La variété trouvée à Somma a été nommée sarcolite, à cause de sa couleur de chair.

ANALYSE. L'analyse chimique consiste dans une grande variété d'opérations entreprises dans la vue de séparer les parties composantes des corps. On doit apporter, dans ces opérations, les connaissances les plus étendues des propriétés des corps qui ont déjà été établies, afin de produire la simplicité des effets, et donner de la certitude aux résultats. L'analyse chimique ne peut guères être pratiquée avec succès par celui qui n'a pas en son pouvoir un nombre consi-

dérable de substances simples à l'état de pureté parfaite ; dont plusieurs, à cause de leurs effets rapides, ont été nommées réactifs. Le chimiste employe le mot analyse pour désigner cette série d'opérations, au moyen desquelles il détermine les parties composantes des corps, soit qu'il les obtienne réellement séparées, et qu'il les puisse montrer isolées les unes des autres ; soit que leurs propriétés distinctives lui soient indiquées par les nouvelles combinaisons qu'il leur fait subir, sans qu'il y ait séparation apparente. La recomposition des nouvelles combinaisons se nomme synthèse ; et dans l'examen chimique des corps, on ne peut presque jamais faire une analyse ou une séparation, sans qu'une synthèse ait lieu simultanément.

Comme un des points les plus importans de la chimie est de porter l'art de l'analyse le plus près possible de la perfection, il n'est pas facile d'indiquer au lecteur d'autres règles que de consulter les procédés employés par les chimistes les plus illustres, tels que Schéele, Bergmann, Berthollet, Kirwan, Vauquelin et Berzelius. Les corps qui se présentent plus fréquemment que les autres à l'examen sont les minéraux et les eaux minérales. Dans l'examen des minéraux, les anciens chimistes avaient l'habitude d'employer principalement l'action du feu, avec un très-petit nombre de procédés par voie humide, qui étaient ceux qu'on pouvait pratiquer à la température ordinaire de l'atmosphère. Les chimistes modernes ont considérablement perfectionné le procédé du feu par l'emploi du *chalumeau* (Voyez ce mot), et sont parvenus à déterminer avec une extrême précision les parties des minéraux par la voie humide. Pour la méthode d'analyser les eaux minérales, voyez Eaux minérales ; et pour l'analyse des mines métalliques, voyez Mines.

Plusieurs auteurs ont écrit sur la manière d'examiner les terres et les pierres.

La première chose à faire dans l'examen des terres ayant de la consistance, ou des pierres, est un peu différente de celle

qu'exigent ces corps à l'état pulvérulent. Il faut d'abord examiner leur pesanteur spécifique, ainsi que leur dureté; voir s'ils font feu avec l'acier; s'ils peuvent être rayés par l'ongle, ou seulement par le cristal de roche ou autres pierres encore plus dures; considérer leur texture, leur pénétrabilité par la lumière, et s'ils sont manifestement homogènes ou des espèces composées, etc.

2.° Dans certains cas, on doit éprouver si les corps à analyser imbibent l'eau, ou si ce liquide peut en extraire quelque chose, soit par ébullition, soit par digestion.

3.° S'ils se dissolvent, s'ils font effervescence avec les acides, avant ou après leur pulvérisation; s'ils sont décomposables par une ébullition prolongée dans une forte dissolution de potasse, comme cela arrive pour les gypses et le spath pesant.

4.° S'ils détonent avec le nitre.

5.° S'ils donnent de l'acide fluorique par leur distillation avec l'acide sulfurique; ou de l'ammoniaque, en les distillant avec de la potasse caustique.

6.° S'ils sont fusibles au chalumeau, et comment ils sont affectés par la soude, le borax et le sel microscomique; et s'ils décrépitent quand on les chauffe par degrés.

7.° Les pierres qui se fondent au chalumeau, sans aucune addition, sont certainement composées, et contiennent au-moins trois espèces de terres, dont la terre calcaire fait probablement partie; et si elles font feu avec le briquet, la silice est aussi assurément l'une d'elles.

Le procédé général d'analyse indiqué par le célèbre Vauquelin, dans le trentième volume des Annales de chimie, est le plus clair qui ait jamais été présenté à ceux qui s'occupent de chimie.

Si le minéral à examiner est très-dur, on commence par le faire rougir dans un creuset de platine couvert, et on le plonge ensuite dans l'eau froide, pour le rendre cassant et en faciliter la pulvérisation. On devra noter exactement le

poids de la matière avant et après cette opération, pour connaître s'il ne s'est point dégagé quelque substance volatile. Pour réduire les pierres en poudre impalpable, on fait usage de petits mortiers d'acier fortement trempé consistant en un cylindre de ce métal avec un pilon pareil; on employe aussi de petits mortiers d'agate pour une lévigation subséquente. On peut broyer à chaque fois environ un demi-gramme de matière; et quand en répétant cette opération, on a réduit au total 50 à 60 grammes en poudre impalpable, on pèse de nouveau pour connaître quelle est l'augmentation de poids provenant de la substance du mortier, et cette augmentation devra être regardée comme de la silice.

Parmi les dix terres primitives, il n'y en a que quatre qui se rencontrent ordinairement dans les minéraux, savoir la silice, l'alumine, la magnésie et la chaux; elles y sont accompagnées par quelques oxides métalliques; ce sont le plus souvent ceux de fer, de manganèse, de nickel, de cuivre et de chrôme.

Si l'on ne soupçonne dans le minéral la présence ni d'acide ni d'alcali, on le mêle dans un creuset d'argent avec deux fois son poids de potasse pure, et un peu d'eau. On couvre le creuset, on le chauffe graduellement, et enfin on le porte au rouge, en l'y maintenant pendant une heure. Si la masse s'est transformée en un verre parfait, on peut regarder la silice comme le principal ingrédient de la pierre; mais si la fusion est très-imparfaite et que la matière ait beaucoup augmenté de volume, on peut prévoir que l'alumine y prédomine. Une couleur brunâtre ou vert foncé indique la présence du fer; une couleur vert-pré qui se communique à l'eau indique celle du manganèse, et le vert jaunâtre celle du chrôme. Le creuset encore un peu chaud, est essuyé avec soin, et mis dans une capsule de porcelaine ou de platine, et l'on verse sur la masse alcaline et terreuse de l'eau distillée chaude, pour la détacher du creuset. Lorsque tout est réuni dans la capsule, on y

ajoute de l'acide muriatique, et l'on chauffe doucement, s'il est nécessaire, pour compléter la dissolution. Si elle est colorée en rouge orangé, on peut en conclure qu'il y a présence de fer; la couleur jaune d'or indique celle du chrôme, et le rouge pourpre celle du manganèse. La dissolution doit être ensuite évaporée à siccité, sur un bain de sable, ou à la chaleur d'une lampe, en ayant bien soin de gouverner la chaleur de manière qu'aucune particule ne soit projetée au-dehors. Vers la fin de l'évaporation, la liqueur se prend en gelée : il faut alors l'agiter fréquemment avec un tube de verre ou une spatule de platine, pour faciliter le dégagement de l'acide muriatique, après quoi l'on expose pendant quelques minutes la masse à une chaleur de 100° centigrades. Il faut alors arroser la masse avec une grande quantité d'eau chaude pure qui dissoudra tout, à l'exception de la silice. En filtrant on sépare cette terre du liquide; et après l'avoir édulcorée avec de l'eau chaude, on la sèche au rouge et on la pèse. Ce doit être alors une poudre fine, de couleur blanche, insoluble dans les acides et qui croque sous la dent. Si elle était colorée, il faudrait la faire digérer dans un peu d'acide muriatique étendu, et ajouter ce liquide à la première dissolution. Cette dissolution aqueuse doit être réduite par évaporation, au volume d'environ un quart de litre; on y ajoute alors du carbonate de potasse jusqu'à ce qu'il y ait un petit excès d'alcali, et on fait un peu bouillir le liquide. Par ce moyen, il se forme un précipité abondant de terres et d'oxides métalliques; on met le tout sur un filtre, et après qu'il est assez desséché pour avoir acquis un peu de consistance, on l'enlève avec une spatule de platine et on le fait bouillir pendant quelque temps avec une dissolution de potasse pure. L'alcali dissout l'alumine et la glucine que peut contenir la pierre, sans toucher aux autres terres et aux oxides métalliques.

La dissolution alcalino-terreuse, séparée des autres substances par filtration, est traitée par l'acide muriatique en excès; puis on y ajoute du carbonate d'ammoniaque aussi

en excès, qui précipite l'alumine, tandis que la glucine reste en dissolution. La première de ces terres, reçue sur un filtre, lavée, séchée et calcinée, donne la quantité d'alumine. On peut en constater la nature en la traitant par l'acide sulfurique étendu, et ajoutant du sulfate de potasse : le tout devra se convertir en alun. (*Voyez* ALUN.) En enlevant au liquide qui a passé à travers le filtre, l'ammoniaque, à l'aide de l'ébullition, la glucine se déposera; on la séparera par le filtre; elle sera lavée, séchée au rouge, et l'on en prendra le poids.

La matière qui n'a point été dissoute par l'action de la potasse peut contenir de la chaux, de la magnésie et des oxides métalliques. On la mettra pendant quelque temps en digestion avec de l'acide sulfurique étendu; puis on évaporera à siccité la dissolution, et on chassera l'excès d'acide par la chaleur. En étendant alors la matière saline solide d'une quantité d'eau convenable, on dissoudra le sulfate de magnésie, ainsi que les sulfates métalliques, et ils pourront être séparés du sulfate de chaux par filtration. Celui-ci, lavé avec de petites quantités d'eau, séché et calciné, indiquera par son poids la quantité de chaux, d'après l'échelle des équivalens. La dissolution de la magnésie et des oxides métalliques étendue d'une grande quantité d'eau, sera traitée par du bicarbonate de potasse, qui en précipitera le nickel, le fer et le chrôme, tandis que la magnésie et le manganèse seront retenus en dissolution par l'excès d'acide carbonique. L'hydro-sulfate de potasse précipitera le manganèse, et l'addition de potasse pure, favorisée par une douce ébullition, précipitera alors la magnésie, et l'on séparera ensuite par ustullation l'oxide de manganèse de l'hydrogène sulfuré.

On fera alors digérer le mélange des oxides métalliques avec un grand excès d'acide nitrique, afin d'acidifier le chrôme, et l'on y versera de la potasse, qui forme un chromate soluble, et précipite le fer et le nickel. On peut, à l'aide de l'acide muriatique, séparer l'acide chrômique d'avec la potasse; on favorise la digestion par une douce chaleur, on lave, on

sèche jusqu'à ce qu'il se change en oxide vert, et on le pèse. Le nickel se sépare du fer en traitant leur dissolution muriatique par l'ammoniaque liquide; ce dernier, qui se précipite alors, sera reçu sur un filtre, séché et pesé. En évaporant la dissolution, et exposant le residu sec à une chaleur modérée, le sel ammoniacal se sublimera, en laissant l'oxide de nickel seul. On additionne enfin les poids des différentes substances obtenues; et si la somme représente, à quelques centièmes près, le poids primitif, on peut regarder l'analyse comme exacte, et donnant, d'une manière satisfaisante, la composition du minéral. Mais si le déficit est considérable, on doit soupçonner la présence de quelque ingrédient volatil, ou de quelque alcali ou sel alcalin.

On mettra, pour s'en assurer, quelques fragmens du minéral dans une cornue de porcelaine munie d'un récipient maintenu froid; et en la portant au rouge, on recueillera ainsi l'eau, ou toute autre matière volatile condensable qui pourra s'y rencontrer. Mais si cette calcination ne lui fait rien perdre de son poids, on peut être assuré qu'elle contient un alcali ou un acide. Ce dernier est ordinairement l'acide fluorique; on peut le chasser par digestion dans l'acide sulfurique, et il est caractérisé par sa propriété de corroder le verre.

Outre cette méthode générale, on peut en suivre d'autres dans quelques cas particuliers.

Ainsi, pour découvrir une petite portion d'alumine ou de magnésie dans une solution d'une grande quantité de chaux, on peut appliquer l'ammoniaque pure, qui précipitera ces deux terres, si elles sont présentes, et ne touchera point à la chaux. Le vinaigre distillé, mis sur le précipité, fera connaître s'il est de magnésie ou d'alumine.

2.° Une petite portion de chaux ou de baryte, dans une dissolution contenant de l'alumine ou de la magnésie, pourra s'y reconnaître par l'acide sulfurique, qui précipite la chaux et la baryte; il faudra néanmoins étendre la dissolution; car l'alumine pourrait aussi se précipiter. S'il n'y a pas d'acide

en excès, l'acide oxalique fournira encore un meilleur réactif pour la chaux. 100 parties de gypse contiennent environ 33 parties de chaux; 100 de sulfate de baryte contiennent 66 de baryte; 100 d'oxalate de chaux contiennent 43,8 de cette base. Le sulfate de baryte est suffisamment distingué par son insolubilité dans 500 fois son poids d'eau bouillante.

3.° L'alumine, en petite portion dans une grande quantité de magnésie, pourra y être reconnue, soit en précipitant le tout, et traitant par le vinaigre distillé, soit en tenant la dissolution tout près de l'ébullition, et y ajoutant du carbonate de magnésie jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement neutre; ce qui ne peut jamais avoir lieu, tant qu'elle contient de l'alumine, parce que cette terre exige un excès d'acide pour rester en dissolution. Par ce moyen, l'alumine est précipitée à l'état d'une espèce d'alun, qui côntient environ moitié de son poids d'alumine (ou, pour plus d'exactitude, on peut le décomposer en le faisant bouillir avec de l'alcali volatil). Après la précipitation, il faudra étendre la dissolution de beaucoup d'eau, parce que le sulfate de magnésie, qui y était retenu quand le liquide était chaud, se précipiterait par le refroidissement, et se mêlerait avec l'alun.

4.° On sépare, pour le mieux, une petite portion de magnésie dans une grande quantité d'alumine, en précipitant le tout, et traitant le précipité par du vinaigre distillé.

Enfin, on sépare la chaux et la baryte, en les précipitant l'une et l'autre par l'acide sulfurique, rapprochant la dissolution, et traitant le précipité desséché par cinq cents fois son poids d'eau bouillante, qui laisse le sulfate de baryte sans le dissoudre.

Les inconvéniens qui résultent de l'emploi d'une grande chaleur se présentent d'eux-mêmes, et M. Lowitz nous apprend qu'on peut les éviter sans le plus léger désavantage. Après avoir préparé sa pierre, il la fait bouillir dans un creuset, sur la flamme d'une lampe à esprit-de-vin. Cette lampe, de la contenance d'environ 45 grammes, est placée dans un

fourneau cylindrique d'étain, de 10 centim. de haut sur 76 millim. de diamètre, percé de petits trous pour donner accès à l'air, garni d'un couvercle percé pour maintenir le creuset. Celui-ci, d'argent très-fin, ainsi que sa spatule, contient de 75 à 90 grammes. Dès que la matière a été évaporée jusqu'à siccité, on verse dessus une quantité d'eau chaude égale à celle employée d'abord, ce qu'on répète encore deux ou trois fois, si la résistance du fossile l'exige. De grosses bulles visqueuses qui se développent pendant l'ébullition, sont en général l'indice que l'opération aura un bon succès; le saphir, la pierre la plus réfractaire de toutes celles que M. Lowitz a essayées, ne lui présenta pas, par ce procédé, plus de difficulté que par la voie sèche.

Sir Humphry Davy a proposé comme très-avantageux l'emploi de l'acide borique dans l'analyse des pierres qui contiennent un alcali fixe, parce que l'affinité de cet acide pour les différentes terres, à la chaleur de l'ignition, est très-considérable, et que les composés qu'il forme avec elles sont facilement détruits par les acides minéraux dissous dans l'eau. Voici en quoi consiste ce procédé : après avoir réduit en poudre fine cinq ou six grammes de la pierre à examiner, on les mêle avec deux fois ce poids d'acide borique, et on les tient, pendant environ une demi-heure, en fusion, à une forte chaleur rouge, dans un creuset de platine ou d'argent. On fait ensuite digérer la masse fondue dans environ quarante-cinq grammes d'acide nitrique étendu de sept ou huit fois cette quantité d'eau, jusqu'à ce que le tout soit décomposé; on évapore alors la dissolution, jusqu'à ce qu'elle soit réduite à 45 ou 60 grammes. Si la pierre contient de la silice, elle se trouvera séparée, et pourra être recueillie sur un filtre, et lavée à l'eau distillée, pour lui enlever toute matière saline. Le liquide, auquel on ajoutera tout celui qui se sera écoulé du filtre, sera évaporé jusqu'au volume d'environ un quart de litre, puis on le saturera avec du carbonate d'ammoniaque, et on le tiendra en ébullition

avec un excès de ce sel, jusqu'à cessation totale de précipité. On séparera, par le filtre, les terres et les oxides métalliques, et l'on mêlera le liquide clair avec de l'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il ait acquis une saveur aigre, et alors on l'évaporera jusqu'à ce que l'acide borique soit mis en liberté; filtrez le liquide, évaporez-le à siccité, et exposez le résidu à une chaleur de 232° centigrades; le nitrate d'ammoniaque sera décomposé, et il ne restera dans le vaisseau que du nitrate de potasse ou de soude. On pourra analyser, par les méthodes ordinaires, le mélange de terres et d'oxides métalliques qui est demeuré sur le filtre; l'alumine pourra être séparée par une dissolution de potasse; la chaux, par l'acide sulfurique; l'oxide de fer, par le succinate d'ammoniaque; le manganèse, par l'hydrosulfate de potasse; et la magnésie, par la soude pure.

On a introduit récemment, avec beaucoup de succès, le carbonate et le nitrate de baryte dans l'analyse des minéraux, pour fondre les pierres qui contiennent une matière alcaline. Voyez le quatrième volume de la chimie de M. Thénard.

Sous le rapport de l'analyse minérale, aucun sujet ne présente plus d'importance que l'examen chimique des sols, dans la vue d'améliorer ceux qui sont les moins productifs, en y ajoutant, dans des proportions convenables, les ingrédiens qui leur manquent pour augmenter leur fertilité. On doit beaucoup aux travaux de lord Dundonald et de Kirwan, dans ce nouveau champ de recherches; mais c'est surtout sir Humphry Davy, aidé par les résultats de ces savans, et les observations de M. Young, ainsi que ses propres connaissances en chimie, qui ont fait connaître, pour atteindre le but, une méthode facile à la portée des agriculteurs : nous allons ici en donner connaissance.

Les substances qui constituent les sols sont de certains mélanges ou combinaisons de quelques-unes des terres primitives, de matière animale ou végétale en état de décomposition, de certains composés salins et d'oxide de fer. Ces

substances retiennent toujours de l'eau, elles existent en proportions très-diverses dans différens terroirs, et c'est pour en déterminer les quantités et découvrir leur mode d'union, qu'on soumet ces terres aux épreuves de l'analyse.

Les terres qui se rencontrent le plus ordinairement dans les sols sont principalement la silice, ou terre des cailloux; l'alumine, ou la matière pure de l'argile; la chaux, ou terre calcaire; et la magnésie. (Pour les caractères, voyez chacun de ces mots.) Le silex forme une partie considérable des sols durs graveleux, des sols durs sablonneux, et des terrains pierreux. L'alumine abonde dans les sols argileux et les terres marneuses, et même on la trouve généralement dans les parties du sol les plus divisées, unie avec la silice et l'oxide de fer. La chaux se rencontre toujours dans les sols à l'état de combinaison, et principalement avec l'acide carbonique: on l'appelle alors carbonate de chaux. Ce carbonate forme, dans son plus grand état de dureté, le marbre; et dans son état le moins serré, la craie. La chaux, unie avec l'acide sulfurique, constitue le sulfate de chaux ou gypse; avec l'acide phosphorique, le phosphate de chaux ou terre des os. Le carbonate de chaux, mêlé avec d'autres substances, compose les sols crayeux et les marnières, et il se trouve dans les sols mous sablonneux. La magnésie ne se rencontre que rarement dans les sols, et elle y est combinée avec l'acide carbonique, ou avec la silice et l'alumine. La matière animale en décomposition existe sous différens états, contient beaucoup de substance carbonacée, de l'alcali volatil, des produits gazeux inflammables, et de l'acide carbonique; elle se trouve principalement dans les terrains récemment labourés. La matière végétale en décomposition contient pour l'ordinaire encore plus de substance carbonacée, et diffère surtout de la matière précédente, en ce qu'elle ne produit point d'alcali volatil. Elle forme une grande proportion de toutes les tourbes, abonde dans les sols fertiles, et se trouve en plus ou moins grande quantité dans tous les terrains. Les composés

salins sont peu nombreux, et en petite proportion : ce sont principalement le muriate de soude ou sel marin, le sulfate de magnésie, le muriate et le sulfate de potasse, le nitrate de chaux, et les alcalis non caustiques. L'oxide de fer, qui est le même que la rouille dont le métal se recouvre par son exposition à l'air et à l'eau, fait partie de tous les sols, mais il est surtout abondant dans les argiles rouges et jaunes, ainsi que dans les sables siliceux de ces mêmes couleurs.

Les instrumens qu'exige l'analyse des sols sont en petit nombre. Une paire de balances capables de peser cent grammes, et trébuchant à un demi-décigramme quand les deux plateaux sont chargés ; une boîte de poids divisés ; un tamis métallique d'une perce assez grosse pour laisser passer un grain de poivre ; une lampe d'Argand avec son support ; quelques fioles de verre, creusets de Hesse, et capsules de porcelaine à évaporer ; un mortier de porcelaine avec son pilon ; quelques filtres faits avec une demi-feuille de papier non collé, et pliés de manière à contenir un demi-litre de liquide, et graissés à leur extrémité ; un couteau d'os, et un appareil pour recueillir et mesurer les fluides aériformes.

Les réactifs nécessaires sont l'acide muriatique, l'acide sulfurique, l'alcali volatil pur dissous dans l'eau, une dissolution de prussiate de potasse, de l'eau de savon, des dissolutions de carbonate d'ammoniaque, de muriate d'ammoniaque, de carbonate neutre de potasse, et de nitrate d'ammoniaque.

1. Lorsqu'il s'agit de reconnaître la nature générale du sol d'un champ, il faut en prendre des échantillons en différens endroits, à six ou huit centimètres de profondeur, et en examiner comparativement les propriétés. Il arrive quelquefois que, dans les plaines, tout le sol supérieur, c'est-à-dire, la couche supérieure du terrain, est de la même espèce, et dans ce cas, une seule analyse suffira. Mais dans les vallées et dans le voisinage des rivières, il y a de grandes différences ; il se trouve parfois qu'une partie du champ est calcaire, et

qu'une autre partie est siliceuse. Dans ce cas, et ceux analogues, il faut prendre des portions différentes de chaque espèce de terre, et les soumettre séparément à l'expérience. Lorsqu'on ne peut pas examiner immédiatement les portions des sols recueillies pour en faire l'analyse, on les conservera, sans qu'ils éprouvent de changement, en les mettant dans des fioles, qu'on a soin d'en remplir tout-à-fait, et de fermer ensuite avec des bouchons de verre. La quantité de sol la plus convenable pour une analyse parfaite est celle de douze à vingt-quatre grammes. Cet échantillon doit être pris par un temps sec, et il faut l'exposer à l'air, jusqu'à ce qu'il ne manifeste plus d'humidité au toucher. On peut constater la pesanteur spécifique d'un sol, en introduisant dans une fiole, qui contiendra un poids connu d'eau, des volumes égaux d'eau et du sol; mélange qui peut aisément se faire, en versant d'abord de l'eau pure dans la fiole jusqu'à moitié de sa contenance, et en y ajoutant ensuite la terre du sol, jusqu'à ce que le liquide se soit élevé à son orifice. La différence entre le poids de l'eau et celui du sol donnera le résultat. Si, par exemple, la fiole contient vingt-quatre grammes d'eau, et que ce poids augmente de douze grammes lorsqu'elle contient moitié seulement de sa capacité d'eau, et l'autre moitié de la terre du sol, la pesanteur spécifique de ce sol sera deux, c'est-à-dire, qu'il sera deux fois plus pesant que l'eau; et si l'augmentation de poids n'avait été que de dix grammes, la pesanteur spécifique du sol serait de mille huit cent trente-trois, celle de l'eau étant mille. Il est important de connaître la pesanteur spécifique d'un sol, parce qu'elle fournit une indication de la quantité de matière végétale et animale que le sol contient, ces substances étant toujours les plus abondantes dans les sols plus légers. Il convient également d'examiner les autres propriétés physiques des sols, avant d'en faire l'analyse, parce qu'elles dénotent, jusqu'à un certain point, leur composition, et servent de guides pour se diriger dans les expériences. Ainsi, les sols siliceux sont

généralement rudes au toucher, et ils rayent le verre lorsqu'on les frotte dessus; les sols argileux adhèrent fortement à la langue; et lorsqu'on souffle dessus, ils émettent très-sensiblement une odeur terreuse; les sols calcaires sont doux au toucher, et ils adhèrent beaucoup moins que les sols argileux.

2. Les sols, lorsqu'ils sont aussi secs qu'ils puissent le devenir par leur simple exposition à l'air, retiennent encore une quantité d'eau considérable, qui y adhère avec une grande force, et n'en peut être chassée que par un très-haut degré de chaleur. La première opération de l'analyse est de dépouiller autant que possible de cette eau un poids donné du sol, en prenant garde toutefois de ne pas affecter, sous d'autres rapports, sa composition; et cela peut se faire, en chauffant un échantillon du sol pendant dix à douze minutes sur une lampe d'Argand, dans une capsule de porcelaine, à une température d'environ cent cinquante degrés centigrades; et dans le cas où l'on ne ferait pas emploi d'un thermomètre, on s'assurera aisément du degré convenable de chaleur, en tenant un morceau de bois en contact avec le fond de la capsule. Tant que la couleur du bois n'est point altérée, la chaleur n'est pas trop forte; mais lorsqu'il commence à se charbonner, il faut arrêter l'opération. Sir Humphry Davy recueillit, dans plusieurs expériences, l'eau qui fut dégagée par cette température; il la trouva constamment pure, et il ne s'était produit sensiblement aucune autre matière volatile. Il faut noter avec soin la perte de poids qui résulte de la dessication; et si sur quatre cents parties du sol, elle s'élève à cinquante, on peut considérer ce sol comme étant absorbant au plus haut degré, comme retenant l'eau; et l'on trouvera généralement qu'il contient une grande proportion d'alumine. Si la perte de poids n'est que de 20 à 10 parties, on en conclura que le sol n'est que légèrement absorbant, qu'il retient peu l'eau, et que la terre siliceuse y prédomine.

3. On ne doit point séparer du sol, dans l'état où il se trouve, les pierres, le gravier ou les fibres végétales, jusqu'à

ce que l'eau en ait été expulsée; car ces corps sont souvent eux-mêmes très-absorbans, et susceptibles de retenir l'eau; ils influent par conséquent sur la fertilité du terroir. Cependant cette opération devra se faire immédiatement après l'opération du desséchement, et on l'effectuera aisément au moyen d'un tamis, le sol ayant été modérément broyé dans un mortier. Il faudra noter séparément les poids des fibres végétales, ou bois, du gravier et des pierres, et s'assurer de la nature siliceuse de celles-ci. Si ces pierres sont calcaires, elles feront effervescence avec les acides; si elles sont de nature siliceuse, elles seront assez dures pour rayer le verre; et si ce sont des pierres de la classe ordinaire de celles argileuses, elles seront douces au toucher, susceptibles d'être aisément coupées au couteau, et incapables de faire effervescence avec les acides.

4. Les sols contiennent, pour le plus grand nombre, outre le gravier et les pierres, de plus ou moins grandes proportions de sable de différens degrés de finesse; et la première opération qui doive suivre dans le procédé de l'analyse, est de séparer ces substances, des parties à l'état de plus petite division, telles que l'argile, la glaise, la marne et la matière végétale ou animale. On peut y parvenir d'une manière suffisamment exacte, en agitant le sol dans l'eau. Le sable grossier se séparera généralement alors dans une minute, et le plus fin, dans deux ou trois minutes; tandis que les parties terreuses très-tenues, la matière animale ou végétale, resteront pendant beaucoup plus long-temps en état de suspension mécanique; de sorte, qu'en décantant l'eau avec précaution, au bout d'une, de deux ou de trois minutes, le sable sera principalement séparé des autres substances; l'eau qui les tient en suspension étant mise sur un filtre, elles s'y trouveront déposées après que l'eau l'aura traversé; on pourra alors rassembler ces substances, les sécher et les peser; le sable sera également pesé, et il sera pris note du poids des quantités respectives. L'eau qui a filtré doit être conservée,

parce qu'elle se trouvera contenir la matière saline et les matières animales et végétales solubles, s'il en existe dans le sol.

5. Une analyse particulière du sable ainsi séparé n'est jamais, ou que très-rarement nécessaire; on en peut reconnaître la nature de la même manière que celle des pierres ou du gravier. C'est toujours ou du sable siliceux, ou du sable calcaire, ou un mélange de l'un et de l'autre. S'il consiste entièrement en carbonate de chaux, il se dissoudra rapidement, et avec effervescence, dans l'acide muriatique; mais s'il est composé en partie de cette substance et en partie de matière siliceuse, on en peut déterminer les quantités respectives, en pesant le résidu après l'action de l'acide, dont il faut augmenter la dose jusqu'à ce que toute effervescence ait cessé, et que la liqueur ait acquis une saveur acide. Ce résidu est la partie siliceuse. Il faut, après l'avoir lavé et fait sécher, l'exposer à une forte chaleur dans un creuset. La différence entre le poids de ce résidu et le poids total du sable, indiquera la portion du sable calcaire.

6. La matière très-divisée du sol est ordinairement de nature très-composée; elle contient quelquefois les quatre terres primitives des sols, ainsi que de la matière animale et végétale; et ce qu'il y a de plus difficile dans cet examen, c'est de déterminer les proportions des substances d'une manière suffisamment exacte. La première opération à faire dans cette partie de l'analyse, est de soumettre la matière très-divisée du sol à l'action de l'acide muriatique. Il faut verser de cet acide sur la matière terreuse dans un bassin propre à l'évaporation, en quantité égale à deux fois le poids de la terre, mais l'acide doit être étendu d'un volume d'eau qui soit double du sien. Après avoir remué souvent le mélange, on le laissera reposer pendant une heure et demie avant de l'examiner. S'il existe dans le sol du carbonate de chaux ou de magnésie, il aura été dissous par l'acide, qui se charge également quelquefois d'un peu d'oxide de fer, mais très-rarement d'aucune portion d'alumine. Après avoir

filtré la liqueur, la matière solide restée sur le filtre sera lavée avec de l'eau de pluie, puis séchée à une douce chaleur, et ensuite pesée. Ce qu'elle aura perdu de son poids indiquera la matière solide enlevée. On réunira l'eau de lavage à la dissolution; et si la liqueur n'a pas de saveur acide, elle sera rendue telle, en y ajoutant une nouvelle quantité de l'acide. On mêlera alors le tout avec un peu de dissolution de prussiate de potasse. S'il se manifeste un précipité bleu, ce sera une indication de la présence d'oxide de fer; et dans ce cas, il faut ajouter, goutte à goutte, de la dissolution de prussiate, jusqu'à ce qu'elle cesse de produire aucun effet. Pour reconnaître ensuite la quantité du précipité, après l'avoir recueilli comme d'autres précipités solides, on le chauffera au rouge; le résultat sera de l'oxide de fer. Dans le liquide, ainsi débarrassé de l'oxide de fer, on versera de la dissolution de carbonate de potasse neutre, jusqu'à ce que toute effervescence ait cessé, et que l'odeur, ainsi que la saveur du liquide, indiquent un excès considérable de sel alcalin. Le précipité qui s'est déposé, est du carbonate de chaux; après l'avoir recueilli par filtration, on le fera sécher à une chaleur au-dessous du rouge. On fait ensuite bouillir la liqueur filtrée pendant un quart d'heure. S'il y existe de la magnésie, cette terre se précipitera à l'état de combinaison avec l'acide carbonique, et l'on pourra en reconnaître la quantité de la même manière que pour le carbonate de chaux. Si, par quelques circonstances particulières, une très-petite portiou d'alumine avait été dissoute par l'acide, elle se trouvera dans le précipité avec le carbonate de chaux, dont on pourra la séparer, en la faisant bouillir pendant quelques minutes avec une quantité de potasse caustique, suffisante pour recouvrir la matière solide. La potasse caustique dissout l'alumine sans attaquer le carbonate de chaux. Lorsque le sol très-divisé est d'une nature assez calcaire pour donner lieu, avec les acides, à une très-vive effervescence, on peut, dans tous les cas ordinaires, reconnaître la quantité de car-

bonate de chaux qu'il contient par un procédé très-simple et suffisamment exact. Le carbonate de chaux, dans ses divers états, contient une proportion déterminée d'acide carbonique, c'est-à-dire, environ quarante-cinq pour cent. Ainsi, lorsque la quantité de ce fluide élastique, dégagé du sol pendant la dissolution de sa matière calcaire dans un acide, est connue, soit en poids, soit en mesure, la quantité de carbonate de chaux s'en infère aisément. Lorsqu'on veut procéder par réduction de poids, on pèse deux portions de l'acide dans une fiole, et une portion de la matière du sol dans une autre, et on mêle ensuite ces deux portions très-lentement, jusqu'à cessation d'effervescence; la différence de poids, avant et après l'expérience, indique la quantité d'acide carbonique qui s'est dégagée; car, quatre parties et demie de cet acide doivent représenter dix parties de carbonate de chaux. On peut encore recueillir l'acide carbonique dans *l'appareil pneumatique pour l'analyse des sols*, décrit à l'article LABORATOIRE. L'évaluation est, pour chaque trente-un centimètres cubes d'acide carbonique, treize centigrammes de carbonate de chaux.

7. On parvient, avec une précision suffisante, à déterminer la quantité de matière animale et végétale insoluble, en portant la masse à l'état de forte ignition dans un creuset, sur un feu ordinaire, jusqu'à ce qu'on n'y aperçoive plus rien de noir, et en remuant fréquemment avec une spatule de métal. La perte de poids qu'elle éprouve indique la quantité de matière animale et végétale qui y était contenue, mais non pas le rapport de chacune de ces substances. Lorsque l'odeur qui s'exhale pendant l'ignition ressemble à celle des plumes brûlées, c'est une indication certaine de quelque matière animale; et la production, dans le même temps, d'une flamme bleue abondante, dénote presque toujours une portion considérable de matière végétale. Dans les cas qui nécessitent que l'expérience soit promptement achevée, la destruction des matières décomposables peut être aidée par l'action du

nitrate d'ammoniaque jeté peu-à-peu, pendant l'ignition, sur la masse chauffée, en quantité de vingt parties par cent parties du sol résidu; ce sel n'affectera point les résultats, car il est lui-même décomposé et s'évapore.

8. Les substances qui restent après la destruction de la matière animale et végétale, sont généralement des particules de matière terreuse, consistant ordinairement en alumine, en silice et en oxide de fer. Pour séparer ces substances les unes des autres, il faut faire bouillir la masse pendant deux ou trois heures avec de l'acide sulfurique, étendu de quatre fois son poids d'eau; la quantité de l'acide se règle par la quantité du résidu solide sur lequel on doit le faire agir, en comptant, pour cent parties de ce résidu, cent vingt parties de l'acide. La substance qui reste après l'action de l'acide, peut être considérée comme siliceuse; il faut la séparer, et s'assurer de son poids, après l'avoir lavée, et fait sécher comme à l'ordinaire. L'alumine et l'oxide de fer, s'il en existe, sont dissous l'un et l'autre par l'acide sulfurique; on peut les séparer par une addition de carbonate d'ammoniaque en excès; l'alumine est précipitée, et l'oxide de fer, qui reste en dissolution, peut être séparé de la liqueur, en la faisant bouillir. Si quelques portions de chaux et de magnésie ont échappé à la dissolution dans l'acide muriatique, on les retrouvera dans l'acide sulfurique. C'est cependant ce qui n'arrive presque jamais; mais le moyen d'en découvrir la présence, et d'en reconnaître les quantités, est le même dans l'un et dans l'autre cas. La méthode d'analyse par l'acide sulfurique est suffisamment exacte pour tous les cas ordinaires; cependant si l'on voulait une très-grande précision, il faudrait, après avoir incinéré le résidu, le traiter par la potasse, et agir comme dans l'analyse des pierres, ainsi que nous l'avons décrit au commencement de cet article.

9. Si l'on suppose la présence, dans le sol, de quelque matière saline, ou de matière végétale ou animale soluble,

on les trouvera dans l'eau de lavage qui a servi à séparer le sable. Cette eau doit être évaporée jusqu'à siccité, à une chaleur inférieure à celle de l'ébullition. Si la matière solide obtenue est de couleur brune et inflammable, on peut la considérer comme étant en partie un extrait végétal. Si, lorsqu'elle est chauffée, elle répand une odeur forte et fétide, elle contient une substance animale mucilagineuse ou gélatineuse; si cette matière est blanche et transparente, elle peut être considérée comme étant principalement saline. La présence du nitrate de potasse ou du nitrate de chaux, dans cette matière saline, se reconnaît à sa scintillation sur des charbons ardens. Le sulfate de magnésie peut être indiqué par sa saveur amère; et le sulfate de potasse, en ce qu'il ne produit aucun changement dans la dissolution de carbonate d'ammoniaque, mais qu'il précipite la dissolution de muriate de baryte.

10. S'il y a lieu de soupçonner qu'il existe dans le sol du sulfate ou du phosphate de chaux, il faut avoir recours à un procédé particulier pour s'en assurer. On chauffera au rouge pendant une demi-heure, dans un creuset, une quantité connue, 100 parties, par exemple, de la matière du sol, mêlée avec 33 parties de poussière de charbon; on fera bouillir ensuite le mélange, pendant un quart d'heure, dans un quart de litre d'eau; et après avoir filtré la liqueur, on la laissera pendant quelques jours exposée à l'air libre dans un vaisseau ouvert. S'il existait dans le sol une quantité soluble quelconque de sulfate de chaux, il se formera peu-à-peu, dans la liqueur, un précipité blanc, dont le poids, après dessication, indiquera la quantité.

Après cette séparation du sulfate de chaux, on procédera, ainsi qu'il suit, à celle du phosphate de chaux, s'il en existe dans le sol. On mettra l'échantillon du sol, sur lequel on opère, en digestion dans une quantité d'acide muriatique plus que suffisante pour saturer les terres solubles. Après avoir évaporé la liqueur, on versera sur la matière solide de

l'eau, qui dissoudra les composés terreux formés avec l'acide muriatique, et laissera le phosphate de chaux intact.

11. Lorsque l'examen d'un sol est complètement achevé, il faut classer les produits, et ajouter ensemble leurs quantités; si la somme est à-peu-près égale à la quantité du sol mis en expérience, l'analyse peut être considérée comme exacte. Il faut cependant remarquer que si le phosphate ou le sulfate de chaux a été trouvé par le procédé n.° 10, il convient de faire une correction; en en déduisant le poids de la quantité de carbonate de chaux obtenu, par précipitation, de l'action de l'acide muriatique. En arrangeant les produits, il faut les établir dans l'ordre des expériences d'où ils sont résultés. Ainsi, 400 parties d'un bon sol sablonneux siliceux, peuvent être supposées contenir :

Eau d'absorption.		18 parties
Pierre et gravier principalement siliceux. .		42
Fibres végétales non décomposées.		10
Sable fin siliceux.		205
Matière très-divisée, séparée par filtration, et consistant en :		
Carbonate de chaux.	25	
Carbonate de magnésie.	4	
Matière destructible par la chaleur, principalement végétale.	10	
Silice.	40	
Alumine.	33	126
Oxide de fer.	4	
Matière soluble, principalement sulfate de potasse et extrait végétal. .	5	
Sulfate de chaux.	3	
Phosphate de chaux.	2	
Total des produits. . . .		399
Perte.		1
		400

Dans cet exemple, la perte est supposée très-petite; mais, en général, en effectuant les expériences, elle sera trouvée beaucoup plus grande, à raison de la difficulté de recueillir les quantités totales des différens précipités; et tant que la perte n'excède pas une trentaine de parties sur quatre cents, il n'y a pas lieu de soupçonner qu'elle puisse être provenue de défaut de précision convenable dans les opérations.

12. Lorsque celui qui fait les analyses se sera mis en état d'être familiarisé avec l'usage des divers instrumens, les propriétés des réactifs, et avec les rapports qui existent entre les qualités extérieures et les qualités chimiques des sols, il trouvera très-rarement nécessaire de faire toutes les opérations qui viennent d'être décrites. Lorsque, par exemple, le sol ne contient pas une quantité notable de matière calcaire, on peut se dispenser de l'emploi d'acide muriatique, art. 6; dans l'analyse des sols tourbeux, il devra principalement porter son attention sur l'opération par le feu et l'air, art. 7; et en opérant sur des sols de craie et de glaise, l'analyste se trouvera souvent dans le cas de négliger l'expérience par l'acide sulfurique, art. 8.

Ceux qui ne sont pas encore exercés aux manipulations chimiques, ne doivent pas s'attendre à une grande précision dans les résultats de leurs premiers essais. Ils rencontreront un grand nombre de difficultés; mais c'est en travaillant à se mettre en état de les vaincre, qu'ils acquerront la plus utile des connaissances pratiques; et rien n'est plus instructif dans les sciences expérimentales que la découverte d'erreurs. On ne peut opérer avec exactitude, dans l'art de l'analyse, sans avoir une connaissance parfaite de la chimie générale; mais il n'est peut-être pas de moyen plus convenable pour acquérir cette connaissance, que celui de se livrer à des recherches originales. En s'occupant de faire les expériences qu'elles rendent nécessaires, on est continuellement obligé de recourir aux ouvrages, pour y apprendre l'histoire des substances qu'on doit y employer, ou sur lesquelles il faut

agir; et les idées théoriques sont d'autant plus avantageusement établies, qu'elles se lient aux opérations pratiques, et qu'elles s'acquièrent dans la vue et la poursuite d'une découverte.

L'*analyse des végétaux* exige diverses manipulations, et une attention particulière, parce que leurs principes sont extrêmement sujets à être altérés par les procédés auxquels on les soumet. Cette sorte d'analyse a été pendant bien longtemps sans faire aucun pas vers la perfection.

Plusieurs principes immédiats des végétaux nous sont offerts par la nature à l'état de pureté plus ou moins grand; tels sont, par exemple, les gommes, les résines et les baumes qui exsudent des plantes. Les sucs obtenus par expression, contiennent différentes substances, qu'on peut séparer les unes des autres par l'application de réactifs convenables. Par la macération, l'infusion et la décoction dans l'eau, on enlève, au végétal, certaines parties solubles dans ce menstrue, et l'alcool sépare celles qui ne se dissolvent pas dans l'eau. Pour la manière de séparer et de distinguer les principes immédiats, voyez l'article ANIMAUX, et chacun de ces principes en particulier.

Comme les principes constituans médiats de toute substance végétale sont l'hydrogène, le carbone et l'oxigène, et quelquefois aussi l'azote, le problème de leur analyse se réduit, en définitive, à la manière de déterminer les proportions de ces élémens. MM. Gay-Lussac et Thénard ont imaginé, pour analyser les substances végétales et animales, un appareil très-ingénieux. Après avoir desséché la matière à examiner, on la mêle avec du chlorate de potasse, et on en forme de petites boulettes, que l'on fait tomber, au moyen d'un bouchon d'une forme particulière, dans un tube de verre chauffé au rouge, où elles se réduisent instantanément en eau et en acide carbonique. Le produit gazeux est reçu sur le mercure, et on évalue l'acide carbonique qu'il contient, en l'absorbant par la potasse; l'eau est recueillie dans un tube

rempli de fragmens de muriate de chaux fondu, et sa quantité est indiquée par l'augmentation du poids de cette substance. On s'est assuré d'ailleurs, par des expériences préalables, de la quantité d'oxigène que fournit un poids donné de chlorate de potasse; on connaît donc alors l'oxigène, l'hydrogène et le carbone de la substance; et même l'azote, s'il s'en trouve, est indiqué par le résidu gazeux non absorbé.

M. Berzelius a un peu modifié cet appareil; il combine d'abord le produit organique à analyser avec une base, généralement l'oxide de plomb; puis il mêle une certaine quantité de ce composé neutre avec une quantité connue de chlorate de potasse pur, et il triture le tout intimement avec une forte dose de muriate de soude, qui a pour objet de modérer la combustion, et de la rendre moins tumultueuse. Cette poudre sèche, bien mélangée, est introduite dans un tube de verre d'environ 12 millimètres de diamètre, et de 20 ou 25 centimètres de long, qui est en partie enveloppé d'une feuille d'étain, entourée de fil de fer. L'un des bouts du tube est scellé hermétiquement, et l'autre est tiré à la lampe en une pointe très-fine, que l'on introduit dans une ampoule de verre d'environ 25 millim. de diamètre; celle-ci communique avec un long tube contenant du muriate de chaux sec, et dont l'extrémité plonge dans une cuve à mercure. En exposant à une chaleur, graduellement portée jusqu'à l'ignition, le tube garanti par son étui d'étain, la substance qu'il contient est réduite en acide carbonique, en eau et azote qui se dégagent, et dont on estime les quantités comme ci-dessus. M. Gay-Lussac a récemment employé le peroxide de cuivre mélangé intimement avec la substance organique à analyser; il a l'avantage d'abandonner son oxigène au carbone et à l'hydrogène, tandis que l'azote n'a point d'action sur lui; de sorte qu'on évite, par ce moyen, les erreurs résultant de la formation d'acide nitrique, qui a lieu lorsqu'on fait usage du chlorate de potasse. M. Berzelius a fait voir, par de nombreuses analyses, que son appareil peut

servir pour toute espèce de recherche analytique. Le docteur Prout a donné, dans les *Annals of Philosophy*, pour mars 1820, la description d'un appareil très-commode pour compléter l'analyse des substances organiques, en n'employant que la simple chaleur d'une lampe à esprit-de-vin. L'hydrogène ayant, même en très-petite quantité, la propriété de modifier considérablement la constitution des corps organiques, demande aussi à être évalué avec une grande précision. M. Porett a eu l'heureuse idée de faire cette évaluation au moyen de la quantité d'oxide de cuivre réduit, au-lieu de peser l'eau produite. En faisant donc digérer sur la poudre cuivreuse de l'acide sulfurique étendu, l'oxide sera instantanément dissous, et le cuivre métallique réduit restera seul; son poids fera donc connaître, par l'échelle des équivalens, la quantité d'hydrogène qu'a exigé sa réduction. Un d'hydrogène correspond à neuf d'eau et à trente-deux de cuivre.

Procédé de M. Th. Saussure, pour l'Analyse des Substances organiques.*

Le procédé que j'ai suivi pour l'analyse des substances organiques qui ne contiennent que peu ou point d'azote, et qui ne sont pas très-volatiles à la température atmosphérique, consiste à les brûler dans du gaz oxigène renfermé dans un tube de verre de onze décimètres en longueur, de deux centimètres de diamètre extérieur, et d'une capacité égale environ à trois cents centimètres cubes.

Ce tube, dont le verre a un millimètre d'épaisseur, est courbé en forme d'équerre, dont les branches sont à-peu-près égales. Il est fermé hermétiquement à l'une de ses extrémités, et terminé à l'autre extrémité par un robinet amovible en fer.

On fait tomber avec un entonnoir à long col, dans la branche hermétiquement fermée, environ cinq centigrammes

* Note communiquée par M. de Saussure. (*Trad.*)

de la substance organique ; on en détermine très-exactement le poids, en pesant, à un milligramme près, le tube avant et après cette introduction; on y ajoute deux ou trois grammes de sable siliceux récemment desséché par l'incandescence. Si la substance organique est liquide, on en triture environ un gramme avec soixante grammes de sable; on sépare deux grammes et demi de ce mélange pour les introduire dans le tube en équerre : les cinquante-huit grammes et demi superflus sont soumis à l'ignition, dans un creuset de platine, pour faire connaître avec plus de précision, par leur déchet, la proportion de combustible mêlé au sable après la trituration.

On vide d'air, par la pompe pneumatique, le tube en équerre pour y introduire du gaz oxigène très-pur, contenu sur du mercure, dans un petit récipient tubulé; on a soin que ce gaz ne remplisse pas entièrement le vide fait par la pompe; on ouvre le robinet du tube dans du mercure qui occupe l'espace qu'on a maintenu vide dans l'opération précédente, en laissant à-peu-près au gaz un volume de deux cent cinquante centimètres cubes sous la pression atmosphérique.

Cette manipulation est destinée, 1.° à introduire une colonne de mercure, de quatre à cinq centimètres, dans la partie du tube contiguë au robinet, pour rendre impossible l'accès de l'air extérieur et l'évasion du gaz oxigène;

2.° A faire observer l'augmentation de volume que le gaz peut éprouver par la combustion et par d'autres causes.

Le composé, soumis à l'analyse, est dispersé ensuite, par une légère agitation, le long de la branche horizontale, hermétiquement fermée, et de manière qu'il n'en occupe que le tiers vers cette extrémité. L'autre branche est assujétie, pendant la combustion, dans une situation verticale avec son robinet fermé et plongé dans du mercure.

On procède à la combustion, en plaçant successivement sous toutes les parties de la branche horisontale qui contient le combustible, une lampe à esprit-de-vin qui produise une

flamme assez grosse pour envelopper la circonférence du tube. On fait parcourir, à la lampe placée sur un guéridon, un espace d'un centimètre par minute, en la poussant lentement vers l'extrémité hermétiquement fermée : lorsque la lampe y est parvenue, on laisse refroidir le tube, et l'on expose de nouveau à l'ignition les vapeurs condensées vers le coude de la branche horizontale, en procédant, comme dans la première opération, qu'on répète ordinairement quatre fois, ou jusqu'à ce qu'on n'observe plus, non-seulement aucune matière charbonneuse, mais encore point de fumée durable qui indique une vapeur huileuse. Pendant la combustion, les deux parties du tube, en avant et en arrière de la flamme, sont enveloppées de deux anneaux de papier mouillé; ils empêchent que les vapeurs ne s'étendent trop et ne tombent dans la branche verticale, qui ne doit pas être exposée à l'ignition.

Lorsque la lampe arrive près de l'extrémité hermétiquement fermée, le tube se casse quelquefois, si l'on n'a pas soin d'interrompre l'opération pendant quelques instans, pour ne la reprendre que lorsque les parties voisines de cette extrémité se sont refroidies; il convient encore de ne jamais chauffer deux points très-distans avant le refroidissement de l'un d'entre eux : on ne doit pas appliquer la flamme sous le coude du tube; il faut enfin ne pas employer un même appareil à plus de quatre analyses.

Quand la combustion est achevée, on ouvre le robinet du tube en équerre dans du mercure, pour déterminer, sous la pression atmosphérique, le volume du gaz; on en fait ensuite l'extraction, en y adaptant le robinet d'un petit ballon rempli de mercure, qui déplace, par son transvasement, le gaz qui doit être analysé; on en introduit, à cet effet, cent ou deux cents parties dans un eudiomètre à mercure; on y ajoute un cinquième de gaz hydrogène : la détonation du mélange par l'étincelle électrique, détermine la combustion d'une petite quantité de gaz oxide de carbone qui n'avait pas été

brûlé dans le tube en équerre. On fait entrer seulement alors de la potasse dans l'eudiomètre, pour mesurer, par une seule opération, le gaz acide carbonique qui s'est produit dans les deux combustions.

Le gaz qui reste après cette absorption, ajouté à l'oxigène consumé par l'hydrogène dans la détonation précédente (soit à ce gaz hydrogène divisé par deux), fait connaître la quantité d'oxigène que la substance organique a fait disparaître.

On ne doit pas tenir compte des très-petites différences qui pourraient se trouver entre les quantités de gaz azote mêlées au gaz oxigène avant et après la combustion; elles doivent être égales. Une légère erreur à ce sujet en produirait une très-grande dans les résultats de l'analyse.

La petite quantité d'azote que la substance organique peut contenir, reste engagée dans du sous-carbonate d'ammoniaque. Pour reconnaître s'il y existe, on lave avec trente grammes d'eau pure l'intérieur du grand tube, et même le mercure qui y a été introduit pour déplacer le gaz. Cette eau est ensuite séparée par un entonnoir à col capillaire, puis soumise à la distillation, à une douce chaleur, sur un peu d'hydrate de chaux. Un tube de thermomètre mouillé avec une solution de nitrate de mercure neutre annonce, par un précipité gris-noir dans quelques gouttes de la liqueur distillée, la présence de l'ammoniaque.

J'ai déterminé par approximation la quantité de cet alcali, en trouvant, par des essais préliminaires, la dose d'eau qui doit être ajoutée à une solution connue d'ammoniaque et d'eau pour que le précipité soit au dernier terme de son apparition immédiate : j'ai vu, par exemple, que si l'eau a absorbé la moitié de son volume de gaz ammoniaque, ou, en d'autres termes, que si un gramme d'eau contient 0,0003443 grammes d'ammoniaque, on peut ajouter à cette solution cinquante-cinq fois son volume d'eau, sans que la précipitation cesse de paraître sur-le-champ. Elle est alors à son dernier terme d'apparition subite; car si j'eusse ajouté un

plus grand volume d'eau, la solution ammoniacale n'aurait plus été troublée immédiatement, en opérant, dans les deux cas, avec une même dose de liquide, que j'ai fixée à six grammes, et avec l'extrémité d'un tube mouillé d'une solution de nitrate de mercure neutre, qui était formée, à froid, par 6 ½ parties de ce sel cristallisé, et 100 d'eau.

D'après cette seule donnée, on construit, par le calcul, une table qui donne, dans une solution indéterminée d'ammoniaque et d'eau, les quantités respectives de ces deux principes, en raison de la quantité d'eau qu'il faut ajouter à cette solution, pour que sa précipitation par le nitrate de mercure soit à son dernier terme d'apparition immédiate.

On rapportera à chacun des articles qui traiteront des produits immédiats, végétaux et animaux, leurs principes élémentaires, tels qu'ils sont donnés par les analyses les plus récentes. Les substances particulières que l'eau, l'alcool, l'éther et d'autres dissolvans peuvent séparer d'une matière organique, peuvent être appelés les matériaux immédiats du règne animal et végétal; tandis que le carbone, l'hydrogène, l'oxigène et l'azote que produit son analyse par le feu, en sont les derniers principes élémentaires. A la première classe appartiennent le sucre, la gomme, l'amidon, les résines, la gélatine, l'urée, les acides organiques, les alcalis, etc. Voyez chaque mot en particulier.

ANARCADIUM. Noix de cachou ou noix à marquer. A l'une des extrémités du fruit du cachou, se trouve une noix en forme de rognon aplati; entre son écorce et le bois le plus intérieur est une petite quantité d'une liqueur rouge, épaisse, inflammable et très-caustique. Cette liqueur est très-en usage pour marquer; et les marques qu'elle fait sur le coton ou la toile sont d'une couleur brune, qui noircit par degrés et est très-durable.

ANATASE. Octaédrite, oxide de titane, rutile et titane

rutile. Ce minéral présente à la lumière réfléchie une grande diversité de couleurs, qui varient depuis le bleu d'indigo jusqu'au brun rougeâtre. Par la lumière transmise, il paraît jaune verdâtre. On le trouve ordinairement en petits cristaux octaèdres, à faces isocèles triangulaires. Sa structure est lamelleuse; il est demi-transparent ou opaque; les fragmens sont éclatans, l'éclat est de la nature de celui du diamant; il raye le verre, il est cassant; sa pesanteur spécifique est de 3,85. Ce minéral est un oxide pur de titane; il est extrêmement rare: on ne l'a trouvé que dans le Dauphiné et en Norwège; on le rencontre dans le granite, le gneiss, le schiste micacé, et le calcaire de transition.

ANDALUSITE. Ce minéral se trouve en masse; sa couleur est le rouge de chair, tournant parfois au rouge rosé. Il est quelquefois cristallisé en prismes rectangulaires à quatre pans, s'approchant du rhomboïde. La structure des prismes est lamelleuse, et les jointures sont parallèles aux faces. Il est translucide; il raye le quartz, se brise aisément. Sa pesanteur spécifique est 3,165. Il est infusible au chalumeau, en quoi il diffère du feldspath, quoique M. Haüy lui ait donné le nom de feldspath-apyre. Il est composé de 52 alumine, 32 silice, 8 potasse, 2 oxide de fer, et perte 6 (Vauquelin). Ce minéral appartient aux contrées primitives, et fut trouvé, pour la première fois, dans l'Andalousie, en Espagne. On l'a rencontré dans du schiste micacé, dans l'Aberdeenshire, et dans l'île de Unst; à Dartmoor dans le Devonshire, dans du schiste micacé, à Killiney, près de Dublin, et à Douce-Montain, comté de Wicklow.

ANDRÉOTITE. (*Voyez* HARMOTOME.)

ANHYDRITE. Gypse anhydre. Il y en a six variétés.

1. *Anhydrite compacte.* Ce minéral a différentes nuances de blanc, de bleu et de rouge; il se présente en masse et réni-

forme; il est d'un aspect sombre; sa cassure est esquilleuse ou conchoïde; il est translucide sur les bords; il raye le spath calcaire, mais il est rayé par le spath fluor; sa pesanteur spécifique est 2,850. C'est un sulfate de chaux sec, avec une trace de sel marin. On le rencontre dans les mines de sel d'Autriche et de Salzbourg, et au pied des montagnes du Harz. 2. *Anhydrite granulaire*, ou *écailleuse* de Jameson : on la trouve en concrétions massives, dont la structure est confusément foliée. Sa couleur est le blanc ou le bleuâtre. Cette espèce, d'un éclat nacré, est formée comme la précédente, avec environ un pour cent de sel marin : on la trouve dans les mines de sel de Halle. Sa pesanteur spécifique est 2,940. 3. *Anhydrite fibreuse.* Elle se présente en masse; elle est brillante et un peu éclatante : c'est l'éclat nacré. Sa cassure est fibreuse, à fibres parallèles délicates. Elle est faiblement translucide, et aisément frangible : on la trouve à Halle, à Ischel, et près de Brunswick. 4. *Anhydrite rayonnée.* Elle est ordinairement bleue, quelquefois tachetée de rouge; sa cassure est rayonnée, très-éclatante, et en partie esquilleuse. Elle est translucide, et sans dureté. Sa pesanteur spécifique est 2,940. 5. *Anhydrite spathique* ou *spath cubique.* La couleur de cette espèce est le blanc de lait, passant quelquefois au blanc grisâtre et au blanc rougeâtre; elle est formée de prismes courts à quatre pans, mais ayant deux faces latérales opposées plus larges que les deux autres; quelquefois les bords latéraux sont tronqués, ce qui convertit le cristal en un prisme à huit faces. Son éclat est brillant, c'est l'éclat nacré. La cassure est lamelleuse; le clivage triple et rectangulaire; les fragmens cubiques. Elle est translucide; elle raye le spath calcaire; elle est cassante. Pesanteur spécifique 2,9. Cette pierre est la *muriacite* de quelques minéralogistes. Elle jouit de la réfraction double. Elle contient, dit-on, un pour cent de sel marin. On la trouve à Bex en Suisse, et à Halle, dans le Tyrol. 6. *Anhydrite silicifère* ou *vulpinite.* Ce minéral est en concrétions massives de structure lamelleuse,

translucide sur les bords, éclatant et cassant. Sa couleur est le blanc grisâtre, veiné de gris bleuâtre. Sa pesanteur spécifique est 2,88. Il contient huit pour cent de silice, le reste est du sulfate de chaux. Les statuaires l'appellent *marmo bardiglio di Bergamo;* il prend un beau poli. Ce minéral tire son nom de Vulpino, en Italie, où il accompagne la chaux.

ANIL ou **NIL.** Cette plante, dont les feuilles servent à la préparation de l'indigo, croît en Amérique.

ANIMAUX. (RÈGNE ANIMAL.) Les corps divers qui nous environnent, sur lesquels se portent nos recherches chimiques, ont tous éprouvé un certain nombre de combinaisons et de décompositions, avant que nous nous en saisissions pour les soumettre à l'examen. Ces changemens sont tous des conséquences des mêmes attractions ou propriétés spécifiques dont nous nous aidons nous-mêmes, et ils sont également modifiés en raison des situations dans lesquelles les corps se présentent les uns aux autres, et de leurs températures. Dans la grande masse de matière inorganique, les combinaisons paraissent être beaucoup plus simples que celles qui ont lieu dans les vaisseaux des êtres organisés, tels que les plantes et les animaux. Il n'existe, dans la première de ces classes d'êtres, aucune structure particulière de tubes destinés à charrier divers fluides; et l'autre présente, non-seulement un système parfait de vaisseaux, mais encore il y a, dans la plupart des animaux, augmentation de température. De ces causes de différences dans l'organisation des êtres, il résulte que quelques-unes des substances fournies par les corps animaux ne se trouvent jamais dans les végétaux ou dans les minéraux; et de même aussi, les végétaux donnent certains produits qui ne se rencontrent jamais d'une manière non équivoque parmi les minéraux. Il s'ensuit que, des classemens systématiques établis par les chimistes, le plus généralement

adopté est celui qui divise les corps dans les trois règnes distincts, animal, végétal et minéral.

Les corps animaux peuvent être, ainsi que les substances végétales, considérés comme des appareils particuliers, propres à une suite déterminée d'opérations chimiques. Les végétaux semblent susceptibles d'être attaqués au moyen de liquides seulement, et à la température de l'atmosphère; mais les animaux sont pour la plupart pourvus, pour la division mécanique des solides par mastication, de moyens qui correspondent à ceux de pulvérisation, de broiement ou lévigation dont nous faisons usage dans nos expériences; c'est-à-dire, qu'ils augmentent ainsi la quantité de surface à soumettre à l'action de dissolvans. Le procédé qui a lieu dans l'estomac paraît être de la même espèce que celui que nous distinguons dans nos opérations, sous le nom de digestion; et les intestins, à quelqu'autre usage qu'ils puissent servir, forment évidemment un appareil pour filtrer et charrier les liquides; tandis que les parties plus solides des alimens, qui ne sont probablement pas de nature à être rendues liquides, et qui, par altération, pourraient peut-être détruire la texture de la machine elle-même, sont rejetées comme inutiles. Lorsque ces liquides filtrés passent dans les vaisseaux de la circulation à travers lesquels ils sont conduits avec une très-grande rapidité par l'action mécanique du cœur, ils sont soumis, non-seulement à tous ceux des changemens que l'action chimique est capable de produire sur ces parties, mais ils se trouvent aussi exposés à l'air de l'atmosphère dans les poumons où ce fluide élastique est admis par l'acte de la respiration. Là ils éprouvent un changement de la même nature que celui qui s'opère dans d'autres corps combustibles lorsqu'ils se combinent avec la partie vitale de l'air ou oxigène. Cette partie vitale se condense et se combine avec le sang, et donne en-même-temps lieu au dégagement d'une grande quantité de chaleur, en raison de ce que la capacité de cette portion de l'air pour le calorique est dimi-

nuée. Il y a également absorption d'une petite portion d'azote, et dégagement d'acide carbonique. Des expériences intéressantes de Spallanzani font voir que les poumons ne sont pas le seul organe dans lequel ces changemens s'effectuent. Les vers, les insectes, les coquillages des animaux de terre et de mer, les coquilles d'œufs, les poissons, les animaux morts, et des parties d'animaux, après même qu'elles sont devenues putrides, peuvent absorber l'oxigène de l'air, et émettre de l'acide carbonique. Ces substances dépouillent l'air atmosphérique de son oxigène aussi complètement que du phosphore. Les coquillages, cependant, perdent cette propriété, lorsque leur organisation a été détruite par le temps. Les amphibies, privés de leurs poumons, vivent beaucoup plus long-temps à l'air libre, que d'autres animaux dans l'air dépouillé d'oxigène. Il est remarquable qu'une larve du poids de quelques centigrammes, consommerait presque autant d'oxigène dans un temps donné, que l'un des amphibies ayant mille fois son volume. Des poissons, des animaux morts et vivans, et des parties d'animaux, renfermés dans des cloches sous l'eau, absorbent l'oxigène de l'air atmosphérique sur cette eau. Les muscles, les tendons, les os, le cerveau, la graisse et le sang; toutes ces substances absorbaient l'oxigène dans des proportions différentes; mais la proportion pour le sang n'était pas la plus grande, et l'absorption par la bile paraissait être nulle.

Ce serait trop nous écarter de notre objet que d'entreprendre de donner l'explication du peu de ce que nous savons, relativement à la manière dont s'effectuent les sécrétions et combinaisons que produisent les diverses substances animales et végétales, ou l'emploi de ces substances dans l'économie des plantes et des animaux. Elles diffèrent beaucoup, pour la plupart de tout produit quelconque du règne minéral. Nous ajouterons donc seulement, que la constitution de ces êtres organisés est telle, que leur existence continue; que toutes leurs fonctions s'exécutent pendant tout aussi

long-temps que les vaisseaux sont alimentés, ou fournis de matériaux pour occuper la place de tout ce qui en est entraîné de la surface par évaporation; ou, autrement, pendant tout aussi long-temps, qu'il ne s'opère pas dans ces vaisseaux, ou les fluides qu'ils contiennent, un grand changement par violence ou par maladie. Mais dès que le procédé est interrompu dans son entière exécution à un très-grand degré quelconque, les arrangemens chimiques éprouvent de l'altération; la température, dans les animaux terrestres, est changée; les plus petits vaisseaux sont attaqués et détruits; la vie cesse; et la structure admirable n'étaut plus suffisamment parfaite perd sa forme, et retourne, au moyen de combinaisons et décompositions nouvelles, à la masse générale de la matière inorganique, avec une rapidité ordinairement d'autant plus grande, que l'animal est d'une constitution plus soignée.

On peut se procurer, pour les examiner chimiquement, les parties de substances végétales ou animales, ou par simple pression, au moyen de laquelle on vide les vaisseaux de ce qu'ils contiennent, ou en les mettant en digestion dans l'eau ou dans d'autres liquides, qui dissolvent certaines parties, et en changent souvent la nature; par distillation destructive, dans laquelle l'application d'une forte chaleur altère la combinaison des parties et donne lieu à de nouveaux produits, qui passent dans le récipient selon l'ordre de leur volatilité; par décomposition spontanée, ou fermentation, pendant laquelle les parties composantes, prenant un arrangement nouveau, forment des composés qui, pour la plupart, n'existaient pas dans la substance organisée; ou, enfin, le chimiste qui raisonne ses opérations pourra se servir de ces différentes méthodes séparément, ou les employer combinées. Il opérera, suivant les circonstances, la séparation des parties d'une substance animale ou végétale, par pression, à l'aide de la chaleur; par digestion ou par addition de divers liquides bouillans dans la cornue contenant la substance à examiner. Il fera

particulièrement attention aux produits qui passent à la distillation, afin de reconnaître si ce sont des fluides élastiques permanens, ou s'ils sont susceptibles de se condenser aux températures qu'il est en notre pouvoir de produire. Dans quelques cas, il laissera la décomposition spontanée précéder l'application des méthodes chimiques; et dans d'autres, il remarquera les changemens que les produits de ses opérations éprouvent avec le temps, dans des vaisseaux fermés, ou par leur exposition à l'air libre. C'est ainsi, qu'en parcourant le vaste champ de la nature, le chimiste philosophe se met en possession de nombreux moyens de faire des découvertes, s'il les applique avec jugement et sagacité; bien que les progrès dans les découvertes, loin de nous rapprocher du terme de nos recherches, nous offrent continuellement des objets nouveaux de considération; et en agrandissant notre puissance d'investigation, ces recherches ne manquent jamais d'offrir des sujets de plus à notre examen.

Les substances animales et végétales se rapprochent entre elles par gradations insensibles, de manière, qu'il n'est pas un seul produit des unes qui ne puisse être trouvé, en quantité plus ou moins considérable, dans les autres. Le caractère le plus distinctif, le plus général des substances animales, est celui qu'elles ont de fournir de l'alcali volatil (ammoniaque) par distillation destructive; cependant quelques plantes en fournissent aussi. Cet alcali n'est pas tout formé dans les substances animales, mais il paraît être produit par la combinaison de l'hydrogène et de l'azote, pendant les changemens auxquels l'action du feu, ou le procédé de putréfaction donne lieu. (*Voyez* Ammoniaque.)

Nos connaissances, à l'aide de l'analyse chimique, sur les produits du règne animal, ne sont point encore assez avancées ni assez solidement établies pour nous mettre en état de les classer d'après la nature de leurs parties composantes, qui paraissent consister principalement en hydrogène, oxigène, carbone et azote; et, avec ces parties, sont fréquemment

combinés, en proportions variables, du soufre, du phosphore, de la chaux, de la magnésie et de la soude.

Les produits chimiques particuliers de l'organisation animale sont les suivans : gélatine, albumine, fibrine, matière caséeuse, matière colorante du sang, mucus, urée, picromel, osmazome, sucre de lait et sucre de diabètes. Les produits animaux composés sont les solides et liquides divers, soit sains, soit morbides, qu'on trouve dans le corps animal, tels que les muscles, la peau, l'os, le sang, l'urine, la bile, les concrétions morbifiques, le cerveau, etc.

Les substances animales qu'on laisse exposées à l'air, ou plongées dans de l'eau ou autres liquides, éprouvent spontanément un changement, qui s'opère plus ou moins rapidement, suivant les circonstances. Le changement spontané dans les corps organisés s'appelle fermentation. Dans les végétaux, il s'opère par progrès ou périodes distincts, qu'on a divisés en fermentations vineuse, acéteuse et putride. Les substances animales n'éprouvent que ces deux dernières espèces de fermentation, pendant lesquelles, comme dans tout autre changement spontané, les combinaisons de principes chimiques deviennent en général de plus en plus simples. Il n'est pas douteux qu'on retirerait beaucoup d'instruction d'observations faites avec soin sur les progrès de la putréfaction, en l'examinant ainsi dans tous les divers états; mais le dégoût et le danger qui accompagnent de semblables recherches, ont singulièrement retardé jusqu'à présent l'avancement de nos connaissances dans cette partie de la science de la chimie. (*Voyez* FERMENTATION (PUTRIDE.))

ANIMÉ. Ce que l'on appelle improprement gomme, *animé*, est une substance résineuse importée de la Nouvelle-Espagne et du Brésil. Il y en a deux espèces, que l'on distingue par les noms d'orientale et d'occidentale. La première est sèche et d'une couleur indéterminée, quelques échantillons étant verdâtres, d'autres rougeâtres, et d'autres de la couleur

brune de mirrhe. La seconde est jaunâtre, blanche, transparente, en larmes un peu onctueuses, et en partie en morceaux plus gros; cette substance est cassante, d'une saveur légère qui plaît, se fondant aisément au feu, et brûlant avec une odeur agréable. Comme la résine, elle se dissout en totalité dans l'alcool et dans les huiles; l'eau prend, par décoction, environ $\frac{1}{16}$ de son poids de cette résine. L'esprit qu'on en retire par distillation, possède à un haut degré la saveur et l'odeur de l'animé; et l'on aperçoit, à la surface de l'eau distillée, une petite portion d'huile essentielle.

Cette résine est employée par les parfumeurs; on l'introduit aussi dans certains emplâtres, et elle a été supposée d'un emploi utile dans les affections nerveuses de la tête et autres parties; mais il n'y a aucune raison de croire qu'elle diffère en rien des autres résines, sous le rapport médicinal.

ANNOTO. (*Voyez* Roucou.)

ANTHOPHYLLITE. Ce minéral est en masse, d'une couleur brunâtre; on le rencontre aussi cristallisé en prismes aplatis à six pans, striés dans leur longueur. Il a un faux éclat métallique. Il est éclatant: c'est l'éclat nacré. Ses cristaux sont transparens; à l'état massif, il n'est transparent que sur les bords. Il ne raie pas le verre, mais il raie le fluate de chaux. Sa pesanteur spécifique est 3,2. Il est demi-dur, et excessivement cassant. Il est infusible au chalumeau sans addition; mais avec le borax, il se fond en un globule vert-gazon transparent. Il consiste, sur 100 parties, en 56 silice, 13,3 alumine, 14 magnésie, 3,33 chaux, 6 oxide de fer, 3 oxide de manganèse, 1,43 eau, et 2,94 perte. On le trouve à Konigsberg, en Norwège.

ANTHRACITE. Houille de Kilkenny ou houille éclatante. Il y en a trois variétés. 1. Houille en masse, la houille conchoïdale de Jameson. Sa couleur est le noir de fer, quelquefois un

peu terni à la surface; son éclat est métallique brillant. La cassure est conchoïde, avec un faux éclat métallique : elle est cassante et légère. Elle ne donne point de flamme, et laisse des cendres blanches. On la trouve dans les formations les plus récentes, à Meissner dans la Hesse, et à Walsall dans le Staffordshire. 2. Anthracite schisteuse. Couleur noire ou brun noirâtre, imparfaitement schisteuse, suivant une direction, et ayant un léger éclat métallique; cassante. Pesanteur spécifique de 1,4 à 1.8. Elle se consume sans produire de flamme. Elle est composée da 72 carbone, 13 silice, 3,3 alumine, et 3,5 oxide de fer. On la trouve dans les roches primitives et dans les roches secondaires, à Calton-hill, près d'Édimbourg; auprès de Walsall, dans le Staffordshire et dans les parties méridionales des Brecknockshire, Carmarthenshire et Pembrokeshire, près du Cumnock et de Kilmarnock, dans l'Ayrshire, et en grande abondance à Kilkenny, en Irlande. 3. Anthracite en colonnes : on la trouve en petites concrétions prismatiques, d'un noir de fer, avec un éclat métallique terne. Elle est cassante, douce au toucher et légère; elle ne produit ni flamme ni fumée. Elle constitue un lit très-épais auprès de Sanguhar, dans le Dumfries-shire; à Saltcoats et New-Cumnock dans l'Ayrshire. On la trouve aussi à Meissner dans la Hesse.

ANTIMOINE. Le mot antimoine est toujours employé dans le commerce, pour désigner une mine métallique consistant en soufre, combiné avec le métal qu'on appelle proprement antimoine. Quelquefois ce sulfure est nommé antimoine cru, pour le faire distinguer du métal pur, ou régule, comme on l'appelait autrefois. Suivant le professeur Proust, le sulfure contient 26 pour 100 de soufre. Ayant chauffé 100 parties d'antimoine avec un pareil poids de soufre, dans une cornue de verre, jusqu'à ce que toute la masse fût fondue, et l'excès de soufre chassé, il obtint pour résultat 135 de sulfure; résultat qui fut encore le même dans différentes autres expériences. 100 parties d'antimoine, chauffées avec 300 de sulfure rouge de mercure, produisirent de 135 à 136

de sulfure d'antimoine. Ces sulfures artificiels ne per
rien, lorsqu'on les tient en fusion pendant une heure
quand on les chauffe avec un poids égal de soufre, ils
prennent aucune portion excédante. Il paraît cepen
que quelques-uns des sulfures natifs qu'on trouve dai
commerce, contiennent une proportion de soufre un
plus grande, et qu'ils peuvent prendre encore 7 ou 8
cent d'antimoine.

L'antimoine est d'une couleur blanche obscure,
cassant, d'une texture écailleuse ou en plaques. Sa pesar
spécifique est, suivant Brisson, de 6,7021 ; mais Berg
la porte à 6,86. Peu après l'ignition, il se fond ; et en
tinuant la chaleur, il s'oxide, et s'élève en fumées blanc
que l'on peut volatiliser encore une seconde fois, ou fo
en un verre hyacinthe, en ménageant convenableme
feu ; on appelait autrefois le premier de ces produits, f
argentines de régule d'antimoine. En vaisseaux clos, l'
moine se volatilise en totalité sans éprouver de décon
sition ; ce métal n'est point sujet à se rouiller par son e
sition à l'air, quoique sa surface y devienne terne. Ses o
sont peu solubles dans l'eau ; et sous ce rapport, ils res
blent à l'oxide d'arsenic, se rapprochant beaucoup, co
lui, de l'état d'acide.

Il existe certainement trois, et probablement quatre c
binaisons distinctes d'antimoine et d'oxigène. 1. Le proto
de M. Berzelius est une poudre grise noirâtre, qui s'ob
au pôle positif de l'appareil voltaïque, quand on en fait
cher le conducteur avec un mélange d'antimoine en po
et d'eau. A l'aide de la chaleur, cet oxide absorbe ra
ment l'oxigène, et est converti en tritoxide. Suivant M.
zelius, il est formé de 100 de métal, et 4,65 d'oxigèn
faut avouer cependant que les *données* d'après lesqu
on a établi ces proportions, sont fort peu certaines. 2
deutoxide peut s'obtenir, en faisant digérer le métal ré
en poudre dans l'acide muriatique, et versant la dissol
dans de l'eau de potasse ; on lave ensuite le précip

et on le sèche. C'est une poudre d'un blanc sale, qui se fond à une chaleur rouge médiocre, et cristallise en refroidissant. Suivant M. Berzelius, il consiste en 84,3 métal + 15,7 oxigène. 3. Le tritoxide, ou acide antimonieux, est le produit immédiat de la combustion du métal. Sa belle couleur blanche lui avait anciennement fait donner le nom de fleurs argentines d'antimoine. On peut encore l'obtenir, en faisant agir à chaud l'acide nitrique sur de l'antimoine. Quand on le fond avec un quart d'antimoine, le tout se change en deutoxide. Il forme, avec les différentes bases, des sels appelés antimonites. Suivant M. Berzelius, le tritoxide est formé d'environ 80 métal + 20 oxigène. 4. Le peroxide d'antimoine, ou acide antimonique, se produit, quand on chauffe le métal, en poudre fine avec six fois son poids de nitre dans un creuset d'argent. Après avoir séparé par l'eau chaude l'excès de potasse et le nitre, on décompose l'antimoniate de potasse par l'acide muriatique, et l'on obtient alors de l'acide antimonique insoluble, de couleur paille. L'eau-régale convertit également le métal en peroxide. Quoiqu'insoluble dans l'eau, il rougit néanmoins les couleurs bleues végétales. Il ne se combine point avec les acides; à une chaleur rouge, il abandonne de l'oxigène, et se réduit en acide antimonieux. M. Berzelius donne, pour sa composition, 73,5 de métal + 26,5 oxigène. Il est difficile de concilier ces proportions d'oxigène avec le nombre équivalent de l'antimoine. Le nombre 11 est celui qui donne les résultats les plus approchés des analyses de M. Berzelius. Nous aurons alors :

				Dans 100 parties.
Protoxide. .	11 métal	+ 1 oxigène	ou	91 $\frac{2}{3}$ + 8 $\frac{1}{3}$
Deutoxide. .	11	+ 2		84,6 + 15,4
Tritoxide. .	11	+ 3		78,6 + 21,4
Peroxide. .	11	+ 4		73,4 + 26,6

Le deuxième et le quatrième de ces nombres sont parfaitement d'accord avec l'expérience. Le premier oxide est

trop imparfaitement connu pour que son résultat puisse être reçu comme argument; et le troisième nombre, quoiqu'indiquant un peu plus d'oxigène que n'en donne l'analyse de M. Berzelius, est un peu au-dessous de celui donné par M. Proust.

Le chlore et l'antimoine se combinent avec ignition, et il en résulte un bichlorure; on le préparait anciennement, en distillant un mélange de deux parties de sublimé corrosif avec une d'antimoine. La substance qui passait dans le récipient ayant une consistance graisseuse, était appelée beurre d'antimoine. Ce chlorure est souvent cristallisé en prismes à quatre pans. Il est fusible et volatil à une chaleur modérée; et par l'action de l'eau seule, il se change en oxide blanc et en acide muriatique. Comme bichlorure, il est excessivement corrosif, ainsi que le bichlorure de mercure qui sert à sa préparation. Il est formé de 45,7 chlore + 54,3 d'antimoine, suivant l'analyse du docteur John Davy, la composition de sulfure étant corrigée d'après une analyse récente exacte par M. Berzelius. Mais 11 antimoine + 2 proportions de chlore = 9,0, donnent, pour cent, le rapport de 44,1 + 55,5; coïncidence satisfaisante, si l'on fait attention au procédé peu direct que le docteur John Davy a employé pour son analyse. Trois parties de sublimé corrosif et une d'antimoine métallique sont les proportions équivalentes pour obtenir le beurre d'antimoine. L'iode et l'antimoine s'unissent à l'aide de la chaleur, et produisent un iodure solide, d'un rouge foncé. Le phosphure de ce métal s'obtient, en le faisant fondre avec l'acide phosphorique solide; c'est une substance blanche, demi-cristalline. Le sulfure d'antimoine existe abondamment dans la nature. (*Voyez* MINES D'ANTIMOINE.) Il est formé, suivant M. Berzelius, de 100 antimoine + 37,25 soufre; la théorie indique 100 + 36,5. D'autres analystes ont trouvé 30,33 et 35 pour cent de métal; et M. Berzelius admet qu'il peut y avoir une petite erreur dans ses nombres. Les seuls alliages importans d'antimoine sont ceux qu'il forme avec le plomb et l'étain;

le premier constitue le métal des caractères d'imprimerie, et contient environ un seizième d'antimoine; l'autre est employé pour faire les planches à graver la musique.

Les sels d'antimoine sont de deux espèces différentes; dans la première, le deutoxide joue le rôle d'une base salifiable; dans la seconde, le tritoxide et le peroxide font les fonctions d'acides, en neutralisant les bases alcalines et autres, et constituant des antimonites et antimoniates.

La seule combinaison distincte de la première espèce qui mérite de fixer l'attention, est le sel triple, appelé tartrate de potasse et d'antimoine, ou tartre émétique, et qui, d'après les vues nouvelles de M. Gay-Lussac, devrait être nommé crême-tartrate d'antimoine. Cette substance est un médicament puissant et de la plus haute importance; il faut donc décrire, d'une manière claire et précise, la manière de le préparer. Comme le deutoxide blanc d'antimoine est la base de ce sel, et que par défaut de précaution, cet oxide se change très-promptement en tritoxide ou acide antimonieux, qui ne convient plus pour la préparation, on doit prendre tous les soins nécessaires pour se mettre en garde contre un pareil changement. On avait prescrit, dans les premières éditions de la Pharmacopée de Londres, le verre d'antimoine pour servir de base au tartre émétique, et l'on a, depuis, introduit des formules plus compliquées pour sa fabrication. On trouve, dans la nouvelle édition de la Pharmacopée française, un récipé qui, avec quelques légers changemens dans les proportions, paraît lever toutes les difficultés. Prenez de l'oxide vitreux d'antimoine sulfuré lévigé, et du tartrate acide de potasse, de chacun parties égales; formez-en une poudre, que vous mettrez dans un vaisseau de terre ou d'argent avec une suffisante quantité d'eau pure. Faites bouillir le mélange pendant une demi-heure, en y ajoutant de l'eau chaude de temps en temps; filtrez la liqueur encore chaude, et évaporez à siccité dans une capsule de porcelaine; faites dissoudre le résidu dans l'eau chaude, et rapprochez la dissolution jusqu'à ce qu'elle

ait acquis une densité de 1,161 ; à cette époque, laissez la reposer, afin qu'il s'y forme des cristaux, qui, par ce moyen, seront le sel parfaitement pur. Par un autre récipé, copié à quelques changemens près sur celui donné par M. Phillips, et qui se trouve dans l'Appendix de la Pharmacopée française, on commence avant tout par former un sous-sulfate d'antimoine, en faisant digérer, à une chaleur modérée, deux parties de sulfure d'antimoine avec trois d'huile de vitriol. Après avoir bien lavé le sous-sulfate insoluble, on le met en digestion dans une certaine quantité d'eau bouillante avec un poids égal de crême de tartre; on évapore jusqu'à ce que le liquide ait acquis une densité de 1,161, et on le filtre encore chaud. En refroidissant, il dépose des cristaux de tartrate triple. On pourrait craindre d'obtenir, par ce procédé, un mélange de sulfate de potasse et peut-être de sulfate triple de potasse et d'antimoine; mais il est probable que cela n'a pas lieu, car l'on obtient, dit-on, par ce moyen, des cristaux parfaitement blancs et purs, sans mélange d'aucun autre sel.

Le tartre émétique, à l'état de pureté, est incolore, et sous forme de tétraèdres ou d'octaèdres transparens; il rougit le tournesol. Sa saveur est caustique et nauséabonde ; exposé à l'air, il s'effleurit lentement. L'eau bouillante en dissout la moitié de son poids, et l'eau froide un quinzième. Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, versés dans une dissolution de ce sel, en précipitent la crême de tartre; et la soude, la potasse, l'ammoniaque et leurs carbonates, en séparent l'oxide d'antimoine. Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, y produisent non-seulement un précipité d'oxide d'antimoine, comme le font les alcalis, mais ils donnent lieu en outre à des tartrates insolubles. Celui que forment les hydrosulfures alcalins consiste entièrement en kermès; tandis qu'avec l'hydrogène sulfuré, c'est un mélange de kermès et de crême de tartre. La décoction de plusieurs variétés de cinchona, et de quelques autres espèces de plantes amères

et astringentes, décompose aussi le tartre émétique, et le précipité est toujours formé d'oxide d'antimoine, combiné avec la matière végétale et la crême de tartre; les médecins doivent donc se garder de semblables mélanges. Quand le tartre émétique est exposé à une chaleur rouge, il commence par noircir, comme tous les composés organiques, et il laisse ensuite un résidu d'antimoine métallique et de sous-carbonate de potasse. A ce caractère, et au précipité rouge brunâtre foncé qu'il produit avec les hydrosulfures, on peut aisément reconnaître cette combinaison antimoniale. Le précipité étant ensuite séché sur un filtre, calciné avec du flux noir, donnera un globule d'antimoine métallique. L'infusion de galles est un bon précipitant du tartre émétique.

Ce sel, administré à une dose mal calculée, est capable d'agir comme poison. Les meilleurs antidotes sont alors les boissons émollientes, l'infusion de quinquina, le thé et l'eau imprégnée d'hydrogène sulfuré, qui convertit instantanément le sel si énergique en un sulfure beaucoup moins actif; on administre ensuite des remèdes anodins. La poudre de tartre émétique mêlée avec la graisse de porc, et appliquée sur la peau, y fait lever de petites ampoules.

La composition de ce sel est, suivant M. Thénard, de 35,4 acide, 39,6 oxide, 16,7 potasse et 8,2 eau; et la présence de ce dernier élément est évidente, d'après les phénomènes d'efflorescence qu'offre le sel. En adoptant les nouvelles vues de M. Gay-Lussac, il serait formé d'une proportion de tartre = 23,825, et d'une proportion de deutoxide d'antimoine = 13; et dans cette hypothèse, on aurait la composition suivante :

2 proportions d'acide.	=	16,75	45,4
1 proportion de potasse.	=	5,95	16,2
1 proportion d'eau.	=	1,125	3,1
1 proportion d'oxide d'antimoine.	=	13,00	35,3
		36,825	100,0

Mais on ne peut avoir que peu de confiance dans de semblables compositions atomiques.

Le dentoxide d'antimoine paraît avoir la propriété de se combiner avec le soufre en différentes proportions. C'est à cette espèce de composé qu'on doit rapporter le foie d'antimoine, le verre d'antimoine et le *crocus metallorum* des anciens apothicaires. L'hydrogène sulfuré forme avec le deutoxide d'antimoine un composé, qui jouissait autrefois d'une grande célébrité en médecine, et qui, avec une légère modification, a été depuis peu introduit avec avantage dans l'art de l'impression en calicot; en versant de l'hydro-sulfure de potasse ou d'ammoniaque dans le tartre émétique ou dans du muriate doux d'antimoine, l'hydro-sulfure de l'oxide métallique se précipite avec une belle couleur orangé foncé. Cette substance est le *kermès minéral*. Le procédé de M. Cluzel, pour obtenir un beau *kermès*, léger, velouté et d'un brun pourpre foncé, est le suivant: on fait bouillir ensemble, dans une marmite de fer, une partie de sulfure d'antimoine en poudre, 22 $\frac{1}{2}$ parties de sous-carbonate de soude cristallisé, et 200 parties d'eau; on filtre la liqueur chaude dans des terrines chauffées d'avance, et on les laisse refroidir très-lentement. Au bout de vingt-quatre heures, tout le kermès s'est déposé. On le jette sur un filtre, et on le lave avec de l'eau qu'on avait fait bouillir et refroidir sans le contact de l'air; on sèche ensuite le produit à la température de 30° centigr., et on le conserve dans des flacons bouchés. Quel que soit le procédé de préparation qu'on ait suivi, en faisant bouillir la liqueur, après son refroidissement et sa filtration, sur une nouvelle quantité de sulfure d'antimoine, ou sur celui qui est resté de la première opération, la liqueur ainsi bouillie déposera, en se refroidissant, une nouvelle quantité de kermès. Outre l'oxide d'antimoine hydro-sulfuré, il s'est formé un hydro-sulfure sulfuré de potasse ou de soude; par conséquent, l'alcali enlève une portion de soufre au sulfure d'antimoine, l'eau est décomposée, et pendant qu'une partie de son hydrogène s'unit au sulfure alcalin, son oxi-

gène et l'autre portion d'hydrogène se combinent avec le sulfure d'antimoine. Il paraît que le kermès qui en résulte est retenu en dissolution dans l'hydro-sulfure sulfuré de potasse ou de soude, et que comme il y est beaucoup moins soluble à froid qu'à chaud, il s'en précipite en partie par le refroidissement. En mettant dans le liquide, d'où l'on a séparé le kermès, un acide quelconque, tel que l'acide nitrique, sulfurique ou muriatique étendu, on décompose l'hydro-sulfure sulfuré de potasse ou de soude. La base alcaline étant ainsi enlevée, l'hydrogène sulfuré et le soufre auxquels elle était unie, sont mis en liberté. Le soufre et le kermès se précipitent alors ensemble, et donnent naissance, par leur union, à un composé orangé, appelé soufre doré d'antimoine; c'est un sulfure hydrogéné d'antimoine. Quand on le fait digérer avec de l'acide muriatique chaud, on obtient une quantité considérable de soufre, qui s'élève quelquefois jusqu'à 12 pour cent. Le kermès est formé, suivant M. Thénard, de 20,3 hydrogène sulfuré, 4,15 soufre, 72,76 oxide d'antimoine, 2,79 eau et perte; et le soufre doré se compose de 17,87 hydrogène sulfuré, 68,8 oxide d'antimoine, et 12 soufre.

En faisant évaporer le liquide qui surnage le kermès, il s'y forme, par refroidissement, des cristaux, qu'on a depuis peu employés comme donnant une couleur orangée dans l'impression en calicot. Après les avoir fait dissoudre dans l'eau, on épaissit la dissolution avec de la pâte ou de la gomme, et on l'applique sur l'étoffe à la manière ordinaire. Quand celle-ci est bien séchée, on la fait passer à travers d'un acide étendu, et le précipité orangé se dépose et se fixe sur les fils.

On fait un grand emploi, en Angleterre, d'une préparation médicinale empirique appelée poudre de James. L'inventeur lui donna le nom de *poudre de fièvre;* et les succès qu'il en obtint furent si grands, qu'elle acquit rapidement un grand crédit, qu'elle conserve encore, jusqu'à un certain point, de nos jours. Il est probable que les cures heureuses produites par le docteur James étaient, en grande partie, dues à l'emploi du quinquina, qu'il administrait à aussi grandes doses

que l'estomac pouvait les supporter, dès que les premières voies avaient été complètement évacuées à l'aide de sa préparation antimoniale, avec laquelle il avait coutume de mêler un peu de mercure. Ce spécifique se prépare ainsi qu'il suit : « Prenez de l'antimoine, calcinez-le à une chaleur long-temps continuée dans un vaisseau de terre plat non vernissé, en y ajoutant de temps en temps une quantité suffisante de quelque huile animale et de sel bien déphlegmé ; faites alors bouillir pendant très-long-temps dans du nitre fondu, et séparez la poudre du nitre au moyen de lavage dans l'eau ». On a long-temps caché la véritable préparation, et publié à sa place une fausse formule. On a proposé différentes méthodes pour préparer cette poudre. Celle du docteur Pearson donne un simple mélange d'oxide d'antimoine et de phosphate de chaux. La vraie poudre de James consiste, suivant ce chimiste, en 57 oxide d'antimoine et 43 phosphate de chaux. Il est fort probable que l'action du surphosphate de chaux sur l'oxide d'antimoine est analogue à celle de la crême de tartre, et qu'il en résulte une combinaison chimique plus intime que celle que nous pouvons produire par les moyens ordinaires, en calcinant ensemble des rognures de cornes et le sulfure d'antimoine. Les préparations antimoniales sont de puissans désobstruans, et excitent principalement les éruptions cutanées. L'union de l'oxide métallique avec l'hydrogène sulfuré, doit sans contredit augmenter son action dans les maladies chroniques de la peau ; et, sous ce rapport, le kermès mérite plus de confiance que ne lui en ont accordé jusqu'ici les médecins anglais.

Les composés formés par les acides antimonieux et antimonique, en s'unissant avec les bases, n'ont encore été appliqués à aucun usage. Le muriate de baryte peut servir de réactif pour le tartre émétique ; il indiquera, par un précipité insoluble dans l'acide nitrique, s'il y a présence de sulfate de potasse. Si les cristaux sont bien régulièrement formés, on n'y doit point soupçonner de tartre pur.

Voyez pour ses mines et leur réduction, le mot Mines.

APATITE. Phosphate de chaux. Ce minéral se rencontre en masse et cristallisé. Les cristaux sont des prismes à six pans, aplatis, et qui se changent quelquefois en tables à six faces. Les extrémités latérales sont souvent tronquées et les faces sont lisses. Elle est éclatante, translucide, et rarement transparente. Elle se laisse rayer par le spath fluor; elle est cassante; ses couleurs sont le blanc, le blanc jaunâtre, le vert et le rouge. Sa pesanteur spécifique est 3,1; elle devient phosphorescente sur les charbons, et électrique par la chaleur et le frottement. D'après l'analyse faite par Klaproth de la variété appelée pierre d'asperge, elle consiste en 53,75 chaux + 46,25 acide phosphorique. On trouve ce minéral dans les roches primitives; dans des veines d'étain du granite du mont Saint-Michel, dans le Cornouailles; auprès de Chudleigh dans le Devonshire; à Nantes, en France; et dans le Saint-Gothard, en Espagne; on le trouve aussi avec du molybdène dans le granite, auprès de Colbeck, dans le Cumberland. Le *phosphorite* est en masse, et forme des couches très-considérables dans la province d'Estramadure. Sa couleur est le blanc jaunâtre; à l'intérieur il est mât ou brillant; il est demi-dur; sa cassure est imparfaitement lamelleuse à lames courbes; il est cassant; sa pesanteur spécifique est 2,8; à la chaleur il devient phosphorescent. Sa composition est, suivant Pelletier, de 59 chaux, 34 acide phosphorique, 1 acide carbonique, 2,5 acide fluorique, 2 silice, 1 oxide de fer, et 0,5 acide muriatique.

APHRITE. Terre écumeuse, Schaumerde. Ce carbonate de chaux se présente ordinairement dans un état très-friable; mais il est par fois solide. Sa couleur est un blanc approchant de celui de l'argent. Elle est en masse, ou en particules fines; son éclat tient le milieu entre le demi-métallique et le nacré. Sa cassure est lamelleuse à lames courbes. Elle est opaque, un peu tachante, très-tendre, et se laissant facilement couper au couteau. On la rencontre dans des veines

calcaires près de Géra en Misnée, et à Eisleben en Thuringe. Elle consiste, suivant Bucholz, en 51,5 chaux, 39 acide, 1 eau, 5,7 silice, 3,3 oxide de fer.

APLOME. On considère généralement ce minéral comme étant une variété du grenat; mais il y a entre ces deux minéraux les différences suivantes : les plans de *l'aplome* dodécaèdre sont striés parallèlement à leur plus petite diagonale; ce qui, d'après Haüy, indique pour forme primitive le cube et non pas le dodécaèdre. Sa couleur est le brun orangé foncé; il est opaque et plus dur que le quartz; sa pesanteur spécifique, beaucoup moindre que celle du grenat, est de 3,44; ses parties constituantes sont, d'après l'analyse de M. Laugier, 40 silice, 20 alumine, 14,5 chaux, 14 oxide de fer, 2 oxide de manganèse, 2 silice et fer. Il est fusible en un verre noir, tandis que le grenat se fond en un émail noir. On le trouve sur les bords du fleuve Lena, en Sibérie, ainsi que dans la Nouvelle-Hollande.

APOPHYLLITE. Ichtyophthalmite, œil de poisson. Ce minéral se trouve en masse et cristallisé; on le rencontre en prismes carrés, dont les angles solides sont quelquefois remplacés par des faces triangulaires; et quelquefois les prismes sont terminés par des pyramides formées par quatre plans rhomboïdaux. La structure est lamelleuse; la cassure en travers est à fins grains, inégale. A l'extérieur, les cristaux sont très-éclatans, et ils se distinguent par un éclat caractéristique; à l'intérieur, l'éclat est peu éclatant et nacré. Ce minéral est demi-transparent ou translucide, demi-dur et aisément frangible: pesanteur spécifique 2,49; au chalumeau il s'exfolie, bouillonne et se fond en un grain opaque. Il est formé de 51 silice, 28 chaux, 4 potasse, 17 eau (Vauquelin). On le trouve dans les mines de fer d'Uton en Suède, dans la mine de cuivre de Fahlun, à Arendahl, aux isles Ferroë, dans le Tyrol; et le docteur Mac-Culloch en a rencontré un cristal solitaire dans le Dunvegan, dans l'isle de Sky.

APPAREIL. *Voyez* LABORATOIRE.

APYRE. On a appliqué le mot d'apyre aux corps qui supportent pendant un temps considérable l'action d'une forte chaleur, sans éprouver aucun changement dans leur figure, ou leurs propriétés; ce mot est de peu d'usage en chimie; il est synonyme de *réfractaire.*

AQUILA ALBA. C'est un des noms donnés à la combinaison de l'acide muriatique avec le mercure, dans l'état où elle est plus ordinairement connue sous les dénominations de *mercure doux*, *calomel*, ou *muriate doux de mercure.*

ARABIQUE (GOMME). On la regarde comme la plus pure de toutes les gommes; elle ne diffère guères de celle du Sénégal, vulgairement nommée *gomme seneca*, que l'on suppose être la plus forte, et qui, par cette raison, et à cause de son abondance et de son bas prix, est le plus souvent employée par les imprimeurs en calicot, et autres manufacturiers. Les gommes de prunier et de cerisier ont à-peu-près les mêmes propriétés que la gomme arabique; toutes ces substances facilitent le mélange des huiles avec l'eau.

ARBRE DE DIANE. Voyez ARGENT.

ARCTIZITE. Voyez WERNERITE.

ARENDANTE. Voyez PISTACITE.

ARÉOMÈTRE. Voyez HYDROMÈTRE.

ARGENT. L'argent est le plus blanc des métaux; il est beaucoup plus dur que l'or, très-ductile et très-malléable, moins cependant que ce dernier métal; car la continuité entre ses molécules cesse d'avoir lieu lorsque, par l'action du marteau, le métal est réduit en feuilles de 0,0156 de millimètre d'épaisseur, tandis que l'or peut être amené à une épaisseur trois fois moindre; dans cet état, il ne transmet pas la lumière. Sa pesanteur spécifique est de 10,4 à

10,6. Il rougit avant de se fondre, et exige, pour sa fusion, un haut degré de chaleur. Celle que l'on peut produire dans les fourneaux ordinaires est insuffisante pour l'oxider; mais, à la chaleur des plus fortes lentilles, il est en partie vitrifié et il s'en exhale des fumées qui, reçues sur une plaque d'or, ont été trouvées être de l'argent pur à l'état métallique. On l'a pareillement oxidé en partie en le soumettant à l'action vingt fois successivement répétée de la chaleur des fourneaux à porcelaine de Sèvres. On peut convertir l'argent en oxide noir en faisant passer une forte décharge électrique à travers un fil de ce métal; et, à l'aide d'une puissante batterie galvanique, on peut faire brûler une feuille d'argent avec une lumière verte très-éclatante. Lavoisier parvint à l'oxider au moyen du chalumeau et du gaz oxigène; et l'on fait brûler un fil d'argent mince dans un courant de vapeur enflammée de gaz hydrogène et oxigène réunis. L'air n'altère que très-peu l'argent, quoiqu'il soit disposé à se recouvrir d'une pellicule d'un pourpre foncé ou noirâtre par son exposition aux vapeurs sulfureuses qui s'exhalent des substances animales ou des matières en putréfaction. On a observé que cette pellicule recouvrait les images d'argent qui, pendant une longue suite d'années, avaient été exposées dans les églises; et l'examen a appris qu'elle consiste en de l'argent uni avec du soufre.

Il paraît qu'il n'existe qu'un seul oxide d'argent, qui est produit, soit par ignition intense du métal à vaisseaux ouverts, et l'on obtient alors un verre de couleur olivâtre; soit, en ajoutant une dissolution de baryte caustique à du nitrate d'argent, et chauffant le précipité au rouge obscur. Sir H. Davy a trouvé que 100 d'argent se combinent avec 7,3 d'oxigène pour former cet oxide; et si nous supposons qu'il est formé d'un atôme de chacun de ces élémens, nous aurons 13,7 pour nombre proportionnel de l'argent. Le métal brûlé en feuilles par le moyen de la batterie voltaïque, donne lieu à ce même oxide brun-olive.

L'argent se combine avec le chlore lorsque ce métal est

chauffé en contact avec le gaz. Cependant, on prépare ordinairement ce chlorure en versant de l'acide muriatique ou un muriate, dans du nitrate d'argent. Ce produit a été depuis long-temps connu sous le nom de *lune cornée* ou *argent corné*, parce que, quoiqu'il se présente à l'état d'une poudre blanche lorsqu'il se précipite de la dissolution du nitrate, il se fond à une chaleur modérée, et forme, par le refroidissement, une substance qui a l'aspect de la corne. Il est composé de 13,7 argent + 4,5 chlore.

Le sulfure d'argent est une substance cassante, de couleur noire avec éclat métallique. On le produit en chauffant au rouge des plaques minces d'argent stratifiées avec du soufre. Il consiste en 13,7 argent + 2 soufre.

L'argent fulminant se forme en versant de l'eau de chaux dans du nitrate d'argent pur, filtrant, lavant le précipité, et le faisant digérer dans une capsule ouverte, avec un peu d'ammoniaque liquide. Au bout de 12 heures, il faut décanter l'ammoniaque avec précaution de dessus la poudre noire, que l'on doit ensuite sécher par très-petites portions à-la-fois, et avec une circonspection extrême, entre des doubles de papier à filtrer ou sur une carte. Cette poudre, frottée avec un corps dur, même encore humide, fait explosion; et quand elle est sèche, en si petite quantité que ce soit, la détonation est terrible. L'ammoniaque décantée, étant chauffée modérément, fait effervescence à cause du dégagement de l'azote, et il s'y produit, par refroidissement, de petits cristaux qui sont doués d'une force explosive beaucoup plus considérable encore, et que l'on peut à peine toucher, même quand ils sont recouverts par le liquide. Ils paraissent être un composé, soit d'oxide d'argent et d'ammoniaque, soit de cet oxide et d'azote. Cette dernière opinion est probablement la véritable, et leur composition serait semblable à celle des iodures et des chlorures fulminans. Le développement instantané des gaz condensés est la cause de la détonation.

Dans le 8.ᵉ numéro du *Journal of Science*, M. Faraday

a décrit quelques expériences, d'où il semblerait résulter qu'il existe un protoxide d'argent contenant environ les deux tiers de la quantité d'oxigène de l'oxide ordinaire produit par la précipitation du nitrate. Il se procure ce nouvel oxide en laissant exposée à l'air une dissolution ammoniacale d'oxide d'argent. On obtient une suite de pellicules brillantes, qui sont le protoxide. On ne doit faire qu'avec de grandes précautions des expériences de cette nature, car il pourrait accidentellement se former un des composés détonans dont nous avons ci-dessus parlé.

L'argent est soluble dans l'acide sulfurique lorsqu'il est concentré et bouillant, et que le métal se trouve à l'état de division.

L'acide muriatique est sans action sur lui; mais l'acide nitrique, quand il est un peu étendu, le dissout très-rapidement et avec un dégagement abondant de gaz nitreux qui, pendant l'opération, communique à la liqueur une couleur bleue ou verte qui disparaît ensuite totalement, si l'argent employé est bien pur; mais pour peu qu'il contienne du cuivre, la dissolution reste verdâtre. Si l'acide nitrique dont on fait usage contient soit de l'acide sulfurique, soit de l'acide muriatique, ces acides se combinent avec une portion de l'argent et forment des composés à peine solubles, qui se précipitent au fond du vaisseau. Si l'argent contient de l'or, ce métal se sépare sous forme de flocons noirâtres.

L'acide nitrique dissout au-delà de la moitié de son poids d'argent, et la dissolution est très-caustique, c'est-à-dire qu'elle corrode et détruit avec une grande énergie les substances animales.

La dissolution d'argent, quand elle est saturée, dépose en refroidissant et aussi quand on l'évapore, des cristaux minces. On leur a donné le nom de nitre lunaire ou de nitrate d'argent. Une douce chaleur suffit pour les fondre et leur enlever leur eau de cristallisation. Dans cet état le nitrate, ou mieux le sous-nitrate (car la chaleur enlève un peu d'acide), est d'une couleur noire, et peut être coulé dans de petits moules

cylindriques; c'est alors la pierre infernale ou le caustique lunaire qu'on emploie en chirurgie. Une chaleur plus forte décompose le nitrate d'argent, l'acide s'en dégage, et l'argent reste pur. Il est évident que, pour former le caustique lunaire, il n'est pas nécessaire de laisser les cristaux se former, mais qu'on peut le préparer en évaporant tout d'abord la dissolution nitrique jusqu'à siccité; et ensuite, à mesure que le sel est fondu et cesse de bouillir, on le décante et on le coule. L'acide nitrique qui se dégage du nitrate d'argent est décomposé, les produits étant des gaz oxigène et azote.

Le sulfate d'argent, que l'on forme en versant de l'acide sulfurique dans la dissolution nitrique d'argent, est très-peu soluble dans l'eau; et par cette cause, il forme des cristaux si petits, qu'ils semblent être une poudre blanche. L'acide muriatique précipite de la dissolution nitrique le composé salin appelé lune cornée ou argent corné, que l'on a distingué par cette dénomination, parce que si après avoir été fondu on le laisse refroidir, il forme une masse demi-transparente, en partie flexible, et qui ressemble à la corne. On suppose que c'est quelque préparation de ce genre qui a donné lieu aux récits de verre malléable. La formation de l'argent corné a aussi lieu à l'aide de l'eau régale, qui agit très-énergiquement sur l'argent, mais qui le précipite sous forme de muriate, au fur et à mesure de sa dissolution.

Si l'on ajoute à une dissolution d'argent dans l'acide nitrique un sel à base alcaline quelconque contenant l'acide muriatique, le même effet se produit par double affinité, la base alcaline s'unissant avec l'acide nitrique, et l'argent se précipitera en combinaison avec l'acide muriatique.

Puisque l'acide muriatique précipite seulement l'argent, le plomb et le mercure, et que le dernier de ces deux métaux n'est jamais mêlé avec l'argent qui a passé à la coupellation, quoique dans ce procédé une petite quantité de cuivre puisse échapper à la scorification, il s'ensuit, que l'argent revivifié de son muriate est le plus pur que l'on puisse se procurer

par tout autre moyen. Quand ce sel est exposé à une faible chaleur rouge, son acide n'est point chassé; et une chaleur plus violente fait dissiper toute la masse concrète en fumée, ou bien elle passe à travers les pores du vaisseau. C'est pourquoi afin de le réduire, il est nécessaire de le triturer avec son propre poids d'alcali fixe et un peu d'eau, et d'exposer ensuite le tout à l'action de la chaleur, dans un creuset dont le fond est recouvert de soude, la masse de muriate ayant été également recouverte supérieurement par une couche de cet alcali. Par ce moyen, l'acide sera séparé de l'argent, qui se trouvera ramené à son état métallique.

Comme le précipité de muriate d'argent est très-apercevable, on emploie la dissolution d'argent dans l'acide nitrique comme réactif indiquant la présence de l'acide muriatique dans des eaux; car une seule goutte de cette liqueur versée dans ces eaux, y occasionnera un nuage visible. Cette dissolution est aussi employée par les essayeurs pour purifier l'acide nitrique de tout mélange avec l'acide muriatique: dans cet état, ils le nomment eau-forte précipitée.

M. Chenevix a trouvé qu'on pouvait former un chlorate d'argent, en faisant passer un courant de vapeur de chlore à travers de l'eau tenant de l'oxide d'argent en suspension. ou en faisant digérer du phosphate d'argent avec de l'hyperoxi-muriate d'alumine. Ce chlorate n'exige, pour sa dissolution, que deux parties d'eau chaude, et celle-ci présente, en refroidissant, de petits cristaux rhomboïdaux, blancs, opaques. Il est pareillement un peu soluble dans l'alcool. Un mélange de 3 centigrammes de ce sel avec la moitié de ce poids de soufre, frotté ou frappé, détone avec un grand bruit et un vif éclat.

Les composés d'argent avec les autres acides se forment le mieux par précipitation de la dissolution nitrique, soit au moyen de l'acide lui-même, soit au moyen d'un de ses sels alcalins. Le phosphate d'argent est un précipité blanc dense, insoluble dans l'eau, mais soluble dans un excès de son acide. La chaleur le fond en un verre opaque verdâtre. Le carbonate

d'argent est une poudre blanche, insoluble dans l'eau, qui noircit à la lumière. Le fluate et le borate sont solubles l'un et l'autre. Le vinaigre distillé dissout promptement l'oxide d'argent, et la dissolution présente de longues aiguilles blanches qui cristallisent aisément.

Les précipités d'argent qui sont produits par l'addition d'alcalis ou de terres, sont tous réductibles par la simple chaleur, sans addition d'aucune substance combustible quelconque.

On a vendu dernièrement dans Paris, comme objet d'amusement, une poudre détonante. Elle est renfermée entre les deux feuilles d'une carte fendue en deux dans sa longueur, la poudre est placée vers l'une des extrémités de la carte, et l'extrémité opposée est entaillée afin qu'on puisse la reconnaître. En tenant la carte par l'extrémité marquée, et présentant l'autre au-dessus de la flamme d'une chandelle, il se fait aussitôt une détonation accompagnée d'un bruit aigu et d'une flamme très-brillante. La carte est déchirée et noircie, et toute la partie qui se trouvait en contact avec la matière est couverte d'une légère pellicule métallique de couleur grisâtre.

Ce composé, que Descotils appelle argent détonant, pour le distinguer de l'argent fulminant de M. Berthollet, peut être préparé en dissolvant de l'argent dans de l'acide nitrique pur, et versant dans la dissolution, tandis qu'elle s'opère encore, une quantité suffisante d'alcool rectifié; ou bien, en ajoutant de l'alcool à une dissolution nitrique d'argent avec un grand excès d'acide.

Dans le premier cas, l'acide nitrique dans lequel on met l'argent, doit être chauffé doucement jusqu'à ce que la dissolution commence, c'est-à-dire jusqu'à ce que les premières bulles commencent à paraître. On l'enlève alors de dessus le feu, et on y ajoute aussitôt une quantité suffisante d'alcool, afin d'empêcher le dégagement d'aucune vapeur nitreuse. Le mélange des deux liquides occasionne un grand développement de chaleur; l'effervescence recommence rapidement, sans qu'il se dégage de gaz nitreux; et il augmente graduel-

lement en émettant en-même-temps une forte odeur d'éther nitrique. Au bout de très-peu de temps, la liqueur se trouble, et il se précipite une poudre cristalline, blanche, très-pesante que l'on doit séparer quand elle cesse d'augmenter, et qu'on lave à plusieurs reprises avec de petites quantités d'eau.

Si l'on emploie une dissolution nitrique très-acide d'argent préparée d'avance, il faut la chauffer doucement et y ajouter ensuite l'alcool. La chaleur développée par le mélange, que l'on doit faire peu-à-peu, occasionne bientôt une ébullition considérable, et la poudre se précipite immédiatement.

Il serait superflu de rappeler aux chimistes que le mélange de l'alcool avec l'acide nitrique est sujet à occasionner des accidens, et qu'ainsi il est prudent de n'opérer que sur de très-petites quantités.

Cette poudre a les propriétés suivantes : elle est blanche et cristalline, mais la grandeur et l'éclat des cristaux sont très-variables. La lumière l'altère un peu; la chaleur, le choc, ou le frottement, la font enflammer avec une brusque détonation. La pression seule, quand elle n'est pas trop forte, n'a point d'action sur elle. Elle détone également par l'étincelle électrique, se dissout un peu dans l'eau et a une saveur fortement métallique.

L'acide sulfurique concentré lui fait prendre feu, et est projeté à une distance considérable; l'acide sulfurique étendu paraît la décomposer lentement.

Procédé de M. Keir, pour séparer l'Argent du Cuivre.

Mettez les pièces de métal plaqué dans une terrine vernissée; versez dessus de la liqueur acide, qui doit être dans la proportion de 8 ou 10 parties d'acide sulfurique et 1 de nitre; remuez-les de manière que les surfaces soient souvent en contact avec de nouvelle liqueur, et favorisez l'action par une chaleur ménagée de 40 à 90° centigrades. Lorsque la liqueur est presque saturée, on en précipite l'argent par du sel commun, ce qui produit un muriate d'argent, qu'on peut aisément

réduire en le fondant dans un creuset avec une quantité suffisante de potasse; et enfin, en raffinant l'argent fondu, s'il est nécessaire, au moyen d'un peu de nitre qu'on projette dessus. De cette manière, on obtiendra l'argent suffisamment pur, et le cuivre restera sans altération. Autrement, on peut encore précipiter l'argent à l'état métallique, en ajoutant à la dissolution d'argent quelques pièces de cuivre, et une quantité d'eau suffisante pour rendre la liqueur capable d'agir sur le cuivre.

M. Andrew Thomson, de Banchory, a recommandé pour purifier l'argent, la méthode suivante, qui, ainsi qu'il l'observe, est également applicable à l'or. On commencera par aplatir l'argent et le réduire à l'épaisseur d'un schelling; on le roule alors en spirale et on l'introduit dans un creuset au fond duquel est de l'oxide noir de manganèse. On met ensuite, par-dessus l'argent, assez de cet oxide pour que le tout en soit recouvert et les intervalles remplis. On lute ensuite sur le creuset un couvercle percé d'un petit trou, pour donner issue aux gaz, et après qu'il a été exposé pendant environ un quart d'heure à une chaleur capable de fondre l'argent, tout l'alliage se trouve oxidé; on verse alors tout le contenu du creuset dans un autre plus grand, où l'on a mis d'avance environ trois fois autant de verre vert pulvérisé; on recouvre de nouveau, avec un couvercle luté, pour prévenir l'accès de toute matière inflammable, et on expose le creuset à une chaleur suffisante pour rendre le verre bien liquide. En brisant le creuset après qu'il est refroidi, on trouve au fond l'argent réduit et parfaitement pur.

Le soufre se combine aisément avec l'argent, lorsque des plaques minces de ce métal, recouvertes de soufre, sont exposées à une chaleur qui fond cette substance. Le sulfure formé est d'une couleur violette foncée, tirant sur le noir, avec un certain éclat métallique; il est opaque, cassant et tendre. Il est plus fusible que l'argent, et cela en proportion de la quantité du soufre qui y est combiné; une forte chaleur en chasse une partie du soufre.

L'hydrogène sulfuré ternit promptement la surface de l'argent poli et y forme une couche mince de sulfure.

Les sulfures alcalins se combinent avec l'argent à l'aide de la chaleur, et forment un composé soluble dans l'eau. Les acides précipitent du sulfure d'argent de cette dissolution.

Le phosphore abandonné dans une dissolution nitrique d'argent s'y recouvre du métal sous forme dendritique. Par l'ébullition, il passe d'abord au blanc, puis il se change en une masse légèrement noire, et se convertit finalement en un phosphure d'un brun léger. La meilleure manière de former ce phosphure d'argent est celle de Pelletier; elle consiste à mêler de l'acide phosphorique et du charbon avec le métal et d'exposer le tout à la chaleur.

La plupart des substances métalliques précipitent de sa dissolution l'argent à l'état métallique. Les essayeurs font usage du cuivre pour séparer l'argent de l'acide nitrique qu'on employe dans le procédé du départ. La précipitation de l'argent par le mercure est très-lente et produit un arrangement symétrique particulier, appelé l'*Arbre de Diane*. Dans ce cas, comme dans tous les autres, la forme particulière peut être affectée par une infinité de circonstances concomittantes; ce qui fait que tantôt un procédé réussit mieux que l'autre.

Faites sans chaleur un amalgame de 15 grammes d'argent en feuilles avec la moitié de ce poids de mercure; dissolvez-le dans 120 grammes ou une quantité suffisante d'acide nitrique pur d'une force ordinaire; étendez cette dissolution d'environ 700 grammes d'eau distillée; agitez le mélange et conservez-le, pour vous en servir au besoin, dans une bouteille de verre avec son bouchon. Quand on veut faire usage de cette préparation, on en met 30 grammes dans une fiole, et environ la grosseur d'un poids d'amalgame d'or ou d'argent, aussi mou que du beurre; après quoi le vase est mis à part. Bientôt après, on voit sortir de l'amalgame de petits filamens, qui augmentent rapidement et poussent des branches, sous la forme d'arbrisseaux.

L'argent s'unit à l'or par fusion, et forme un alliage pâle, ainsi qu'il sera dit en parlant de l'or. Avec le platine il forme un mélange dur, plutôt plus jaune que l'argent lui-même, et qui est très-difficile à fondre. Les deux métaux ne s'unissent pas bien. L'argent fondu avec un dixième de platine cru, dont on a séparé les particules ferrugineuses à l'aide d'un fort aimant, ne pouvait être débarrassé de ses parties inégales, bien qu'il eût été fondu à plusieurs reprises, et laminé entre des cylindres. On le fondait alors de nouveau, et on le laissait refroidir dans le creuset; mais ces tentatives urent sans plus de succès. Après qu'il eut été mis en forme de cuiller, à l'aide du laminoir et du marteau, pour le faire servir aux expériences avec le chalumeau, il fut exposé à une faible chaleur rouge, et il devint rude et boursoufflé sur toute sa surface. Les quantités étaient de 6 grammes d'argent et de 6 décigrammes de platine; on ajoutait du nitre pendant la fusion.

L'argent se combine très-rapidement avec le mercure; il se développe un degré de chaleur très-sensible, lorsqu'on pétrit ensemble dans la main du mercure et une feuille d'argent. Avec le plomb, il forme une masse tendre, moins sonore que l'argent pur. Avec le cuivre, il devient plus dur et plus sonore, tout en conservant assez de ductilité; c'est cet alliage qu'on emploie dans les monnaies anglaises. 12 ½ d'argent allié avec 1 de cuivre forme le composé qu'on nomme argent au titre. Le mélange d'argent et de fer n'a été que peu examiné. Avec l'étain, il forme un composé qui, ainsi que celui de l'or avec ce même métal, passe pour être cassant, quelque faible que soit sa proportion; quoique probablement cette opinion soit aussi peu fondée dans un cas que dans l'autre. Avec le bismuth, l'arsenic, le zinc et l'antimoine, l'argent produit des alliages cassans; il ne s'unit point avec le nickel. Le composé d'argent et de tungstène, dans la proportion de deux parties du premier métal et d'une du second, peut s'étendre un peu sous le marteau pendant les premiers coups, mais bientôt il est mis en pièces. (*Voyez* FER).

Les usages de l'argent sont bien connus; il est principalement employé pour former les différens ustensiles domestiques et pour servir de moyen d'échange dans la monnaie. Sa disposition à prendre, en se ternissant, une couleur noire, et sa mollesse, paraissent être les plus grandes objections que l'on puisse faire contre son emploi dans la construction des instrumens d'astronomie gradués, ainsi que dans d'autres cas, pour lesquels la découverte d'un métal convenable serait une acquisition précieuse. Le nitrate d'argent, outre son grand usage comme caustique, a été employé comme médicament, avec succès, dit-on, dans les cas d'épilepsie, à la dose de 1—3 milligrammes, portée successivement jusqu'à 8, et prise trois fois par jour. Le docteur Cappe l'administra, à la dose de 16 milligrammes, trois fois, puis ensuite quatre fois par jour, dans un cas supposé d'angine de poitrine, chez un homme vigoureux, d'environ soixante ans, qu'il guérit; il continua ce remède pendant deux ou trois mois. Le docteur Cappe imagine que son effet est d'augmenter la puissance nerveuse, par laquelle l'action musculaire se trouve excitée.

L'emploi fréquent que l'on fait en chimie du nitrate d'argent comme réactif pour le chlore en combinaison, donne lieu à la production d'une quantité considérable de chlorure d'argent, que l'on reconvertit ordinairement en métal, en le fondant avec de la potasse dans un creuset. Mais comme par ce procédé on perd beaucoup d'argent, il est préférable de l'exposer à la chaleur dans le mélange suivant :

Chlorure d'argent. . . .	100
Chaux vive sèche. . . .	19,8
Charbon en poudre. . .	4,2

Cependant, une méthode plus facile consiste à mettre le chlorure métallique dans une petite marmite de fonte de fer ou de zinc bien décapée, et de la recouvrir d'une petite quantité d'eau, à laquelle on ajoute un peu d'acide sulfurique ou d'acide muriatique. La réduction du chlorure d'argent par le zinc ou le

fer est une opération qui est curieuse à observer, surtout avec le chlorure en masse (lune cornée) : elle commence d'abord aux points de contact; mais elle s'étend bientôt sur toute la surface du chlorure en ramifications, et pénètre dans son intérieur; de sorte, qu'en moins d'une heure des morceaux considérables d'argent corné sont entièrement réduits. La température, qui s'élève beaucoup lorsqu'on opère sur d'assez grandes quantités, contribue à accélérer la revivification; si cette température est trop faible, on peut y suppléer par une chaleur artificielle. (*Ann. de Chimie et de Physique*, juillet 1820).

ARGENTATE D'AMMONIAQUE. Argent fulminant.

ARGENTURE. Il y a différentes manières d'appliquer une couverte d'argent, ou de donner un aspect argenté aux surfaces des corps. L'application des feuilles d'argent se fait par le même procédé que celle des feuilles d'or. (*Voyez* DORURE.)

On peut argenter le cuivre, en le frottant avec la poudre suivante : on mêle 7 gr. de tartre avec une pareille quantité de sel commun, et 1,9 gr. d'alun, et l'on ajoute environ 1 gramme d'argent précipité de l'acide nitrique au moyen du cuivre. La surface du métal devient blanche quand elle a été frottée avec cette préparation, et on peut ensuite la brunir et la polir avec du cuir.

Les selliers et les harnacheurs recouvrent leurs articles, pour les usages ordinaires, avec de l'étain; mais on peut aussi employer, pour cet objet, une argenture très-peu dispendieuse, et qui se fait ainsi : on triture ensemble environ 15 grammes d'argent précipité de l'eau-forte au moyen du cuivre, avec du sel commun et du muriate d'ammoniaque, de chacun 60 grammes, et environ 4 grammes de muriate de mercure corrosif; on fait du tout une pâte avec de l'eau, et c'est avec cette préparation, qu'après avoir au préalable fait bouillir avec du tartre et de l'alun les objets de cuivre quels qu'ils

soient, on les frotte, puis on les chauffe au rouge, et on les polit. Le but de ce procédé paraît être simplement d'appliquer l'argent dans un très-grand état de division sur la surface du cuivre poli, et de l'y fixer ensuite par la fusion; et, en conséquence, l'argenture peut aussi être produite, en employant le précipité d'argent mentionné avec du borax ou du mercure, en le faisant adhérer par fusion.

Les cadrans de montre, les échelles de baromètres et autres articles semblables, sont argentés, en les frottant avec un mélange de muriate d'argent, de sel marin et de tartre, et enlevant ensuite soigneusement, par l'eau, la matière saline. Dans ce procédé, l'argent est précipité de l'acide muriatique, qui s'unit avec une partie de la surface du cuivre. Cette argenture n'est pas durable, mais on peut lui donner de la solidité en chauffant l'instrument, et répétant l'opération jusqu'à ce que la couverte paraisse suffisamment épaisse.

Les épingles sont argentées en les faisant bouillir avec des fils d'étain et du tartre.

Les miroirs creux, ou les globes, sont argentés au moyen d'un amalgame formé d'une partie en poids de bismuth, une demi-partie de plomb, la même quantité d'étain pur, et deux parties de mercure. On commence d'abord par fondre ensemble les métaux solides, et on y ajoute le mercure lorsque le mélange est presque froid. Une chaleur très-modérée est suffisante pour fondre cet amalgame; dans cet état, on le verse dans le globe bien net que l'on a l'intention d'argenter, au moyen d'un entonnoir de papier plongeant jusqu'au fond du vase. A une certaine température, l'alliage s'attachera au verre, qui, par un mouvement convenable, pourra être ainsi argenté sur tous points; on fait ensuite écouler l'amalgame excédant. On donne à ces objets de curiosité diverses apparences, en employant des verres de différentes couleurs, jaunes, bleus ou verts.

FIN DU TOME PREMIER.

